

عناصر الكون

تأليف: إسحاق أزميوف

ترجمة: الدكتور محمد الشحات

منتدى سور الأزبكية

WWW.BOOKS4ALL.NET

عناصر الآتون

تأليف: إسحق أليموش
ترجمة الدكتور محمد الشحات

الناشر
دار النهضة العربية
٢٢ شارع عبد الحافظ ثروت
٧٦١٣١ - القاهرة

© COPYRIGHT 1957, 1961, BY ISAAC ASIMOV
BUILDING BLOCKS OF THE UNIVERSE
PUBLISHED BY ABELARD-SCHUMAN, NEW YORK

محتويات الكتاب

الصفحة

٥	تمهيد	: المائة واثنان
١٢	الفصل الأول	: الأكسجين : العنصر الذي تتنفسه
٢٥	الفصل الثاني	: الأيدروجين : أخف العناصر
٣٧	الفصل الثالث	: النيتروجين : العنصر العديم الحياة
٤٩	الفصل الرابع	: الهيليوم : العنصر ذو الاكتفاء الذاتي
٥٩	الفصل الخامس	: الكربون : عنصر الحياة
٧٧	الفصل السادس	: السيليكون : عنصر التربة
٨٧	الفصل السابع	: الكالسيوم : العنصر الأخضر
١٠٣	الفصل الثامن	: الكبريت : العنصر الأصفر
١١٣	الفصل التاسع	: الفوسفور : العنصر المصهور
١٢٣	الفصل العاشر	: الألومنيوم : عنصر المطايع
١٣٧	الفصل الحادي عشر	: الحديد : العنصر القوي
١٥٣	الفصل الثاني عشر	: الصوديوم والبوتاسيوم : العنصران الشيطان
١٦٧	الفصل الثالث عشر	: الكلسيوم : عنصر العظام
١٧٩	الفصل الرابع عشر	: الماغنسيوم : العنصر القابل للاشتعال
١٩١	الفصل الخامس عشر	: النحاس والذهب والفضة : عناصر المعود
٢٠٥	الفصل السادس عشر	: البلاتين : العنصر النبيل

الصفحة

٢١٣	القصدير والرصاص : عنصر صناعة التعليب والرسم	٢١٣
٢٢٥	الزئبق : : العنصر السائل	٢٢٥
٢٣٧	الكروم : : عنصر اللون	٢٣٧
٢٤٥	النيوترون : : العنصر صاحب المستقبل	٢٤٥
٢٥٥	البورون : : عنصر الصحراء	٢٥٥
٢٦٣	الليثيوم : : العنصر الإسكندينا في	٢٦٣
٢٧٣	اليورانيوم : : العنصر الغير مستقر	٢٧٣

تمهيد

المائة واثنان

عندما يتحدث العلماء عن المادة ، فإنهم يعنون كل ما له وزن : الصخرة ، أو الكائن الحي ، أو الكتاب ، أو كمية من ماء البحر ، أو العربة . بل إن أى شيء تذكره ، بما في ذلك الشمس والقمر والنجوم ، إنما يعتبر مادة — فحتى الهواء له وزن : إذن فهو مادة (ولكن الضوء والحرارة والأشعة السينية وموجات الكهرباء ، ليس لها وزن — وبالتالي فإنها ليست مواد) .

وتتكون كل المواد من جسيمات صغيرة ، وهي من الصغر بحيث لا يمكن رؤيتها حتى بأى ميكروسكوب اكتشف حتى الآن ... وهي تسمى «بالذرات» . ويبدو إذا نظرنا حولنا أن هناك آلافاً من الأنواع المختلفة من المادة في العالم . ولكننا ندهش عندما نعرف أن عدد الأنواع المختلفة من الذرات التي تكونها ليس بالكثير — إذ أن الواقع أن عدد الأنواع المختلفة من الذرات التي نعرفها يبلغ ١٠٢ فقط . وأكثر من هذا فإن معظم الأنواع المائة والإثنين من الذرات نادر الوجود ، بل إن بعضها لا يوجد بالرة في الطبيعة ، وإنما يوجد فقط في المعامل حيث أوجدها العلماء . والواقع أن الذرات الشائعة التي يمكن أن توصف بأنها معروفة لا يتعدى عددها الإثني عشر نوعاً .

وقد توجد الذرات أحياناً كجسيمات منفصلة لا ترتبط بغيرها ، ولكنها في الغالب تكون بمجموعات ، وهذه المجموعات تسمى «جزيئات» . وهي تلتصق ببعضها بمرور الزمن . وهي تتشابه في هذا السلوك مع الكائنات الحية .

فقد يعيش بعض الأشخاص في عزلة — ولكن الغالبية العظمى منهم يعيش كل منهم كفرد في عائلة . ومع أنه يوجد نوعان فقط من الكائنات الحية :

الإناث والذكور ، إلا أنه توجد أنواع مختلفة من العائلات . فقد تجد عائلة مكونة من رجل وزوجته — أو أرملة وثلاثة أطفال كاهن فتيات ، أو زوجين مسنين وابن زوجة الإبن وحفيدين - وهكذا توجد آلاف من الاحتمالات لأنواع مختلفة من العائلات .

وبنفس الطريقة قد يتحد عدد قليل من الذرات المختلفة مكوناً أنواعاً مختلفة من المجموعات . وهذا يفسر وجود أنواع مختلفة جداً من الأشياء في الحياة . وإذا تكونت جزيئات نوع معين من مادة ما من أكثر من نوع من الذرات سميت هذه المادة «مركباً» . وهناك مئات وآلاف من المركبات المختلفة التي يعرفها الكيميائيون . وتتكون معظم الأشياء التي نراها من مركبات أو خليط من المركبات . ويتكون جسم الإنسان وحده من عدة آلاف من المركبات المختلفة . أما إذا تكونت جزيئات نوع ما من المادة من نوع واحد من الذرات فتسمى هذه المادة «عنصراً» . وبما أنه يوجد مائة نوع واثنان من الذرات المعروفة ، فعلى ذلك يوجد ١٠٢ عنصراً . وهذه العناصر بمثابة أحجار بناء هذا العالم ، وقد نتجت عنها في التطورات الطبيعية المختلفة كل المركبات العديدة الموجودة حالياً . وقد أصبح في استطاعة الكيميائيين حالياً صنع أي مركب إذا ما توفرت لهم المواد الأولية . وبعض هذه العناصر المائة والإثنين تعرفها جيداً . فمن المؤكد أنك سمعت مثلاً عن الذهب والفضة والنحاس والحديد والألومنيوم ، في حين أن بعضها لا يعرفها سوى الكيميائيين المحترفين . فهل سمعت مثلاً عن الثاليوم أو البراسوديميوم أو الجادولينيوم ؟

وسأحدثك في هذا الكتاب عن كل العناصر بشكل مختصر مبتدئاً بالعناصر المعروفة والمشهورة . ولكني أود أن أتحدث أولاً عنها جميعاً بشكل عام . فهذه العناصر غالباً ما تختلف عن بعضها في الشكل والتفاعل .

فبعضها صلب ولونها أسود ، وبعضها لامع ويمكن طرقها إلى أشكال مختلفة ، وبعضها هش ، وبعضها غازي (كالهواء) في الظروف الطبيعية ، وبعضها سائل في الظروف الطبيعية ، وبعضها ملون وبعضها لالون له . وتختلف طرق اتحاد ذرات

العناصر المختلفة بعضها ببعض أو بذرات العناصر الأخرى (وهذا يعنى اختلاف خواصها الكيميائية) .

وقد حاول الكيميائيون إيجاد نظام خاص لكل هذه العناصر المختلفة . وقد وجدوا أن كل ذرة تتكون بدورها من جسيمات غاية في الصغر ، وعلى الأجزاء الخارجية منها يوجد عدد من الجسيمات الصغيرة وتسمى « إلكترونات » . ولكل نوع معين من الذرات عدد خاص من الإلكترونات . وتحتوى أبسط ذرة على إلكترون واحد . وكلما زاد تعقيد النواة احتوت على عدد أكبر من الإلكترونات حتى تصل إلى ١٠٢ بدون أن ينقص منها واحد . وعلى ذلك فقد أعطى الكيميائيون لكل عنصر اسماً و « عدداً » ذرياً . فالنرة التي تحتوى على ٢٣ إلكترونات يكون عددها الذرى ٢٣ ، وهكذا .

وتتنظم هذه الإلكترونات في طبقات أو مدارات حول مركز النواة ، وهي تشبه تماماً طبقات البصلة . وعندما يكتمل عدد الإلكترونات في المدار فإن الإلكترون الزائد ينتقل إلى المدار التالى . فالعنصر رقم ٣ مثلاً يكتفى مداره الأول (التالى للمركز) بالإلكترونين . وعلى ذلك يوجد الإلكترون الثالث على المدار الثانى . وفى العنصر الحادى عشر نجد أن المدارين الأول والثانى قد اكتملا ونجد إلكترونات واحداً فى المدار الثالث . والعنصر رقم ١٩ نجد مداراته الأول والثانى والثالث قد اكتمل عددها ، ويوجد إلكترون واحد فى المدار الرابع . وتعتمد الخواص الكيميائية والطبيعية للعناصر إلى درجة بعيدة على عدد وترتيب الإلكترونات فى المدار الخارجى . وعلى ذلك تتشابه العناصر رقم ٣ ، ١١ ، ١٩ فى أن مداراتها الخارجية تحتوى على إلكترون واحد . وكلها عناصر رخوة يغم لونها بتعرضها للهواء ، وتشتعل إذا ألقيت فى الماء ، وهي سهلة الانصهار .

وقد تمكن الكيميائيون من ترتيب كل هذه العناصر بطريقة جعلت العناصر ذات المدار الخارجى المتشابهة فى عامود واحد أو فى نفس الصف . وقد أطلق على

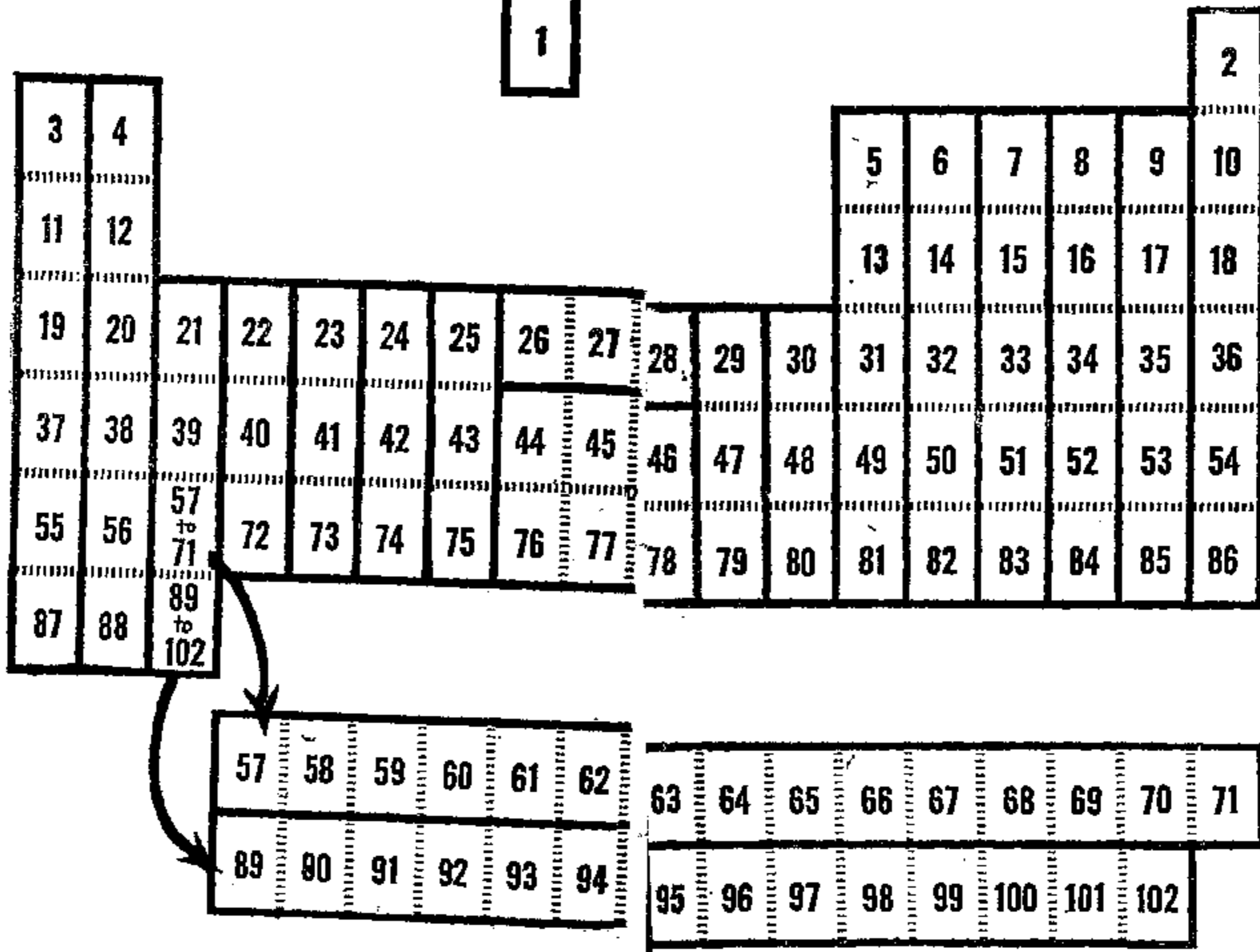
هذا الترتيب « الجدول الدوري » ويمكنك الرجوع إلى الجدول في آخر هذا الفصل وفيه نظمت العناصر تبعاً لعددتها الذرية .

ويلاحظ في الجدول أن العناصر المتشابهة بسبب تشابه نظام الإلكترونات في المدار الخارجي ، محصورة بين الخطوط الثابتة ، ويفصلها عن بعضها خط منقط . كذا نجد أن العناصر ٣ ، ١١ ، ١٩ بالإضافة إلى العناصر ٣٧ ، ٥٥ ، ٨٧ تقع في عمود واحد ، في حين أن العناصر ٢ ، ١٠ ، ١٨ ، ٣٦ ، ٥٤ ، ٨٦ تقع في عمود آخر . وكثل العناصر المتشابهة التي توجد في نفس الصف نجد عنصرى ٢٦ ، ٢٨ وكذا ٥٧ ، ٧١ . وسيمكننا بمساعدة الجدول الدوري دراسة العديد من العناصر في نفس الوقت .

وستجد جدولاً صغيراً على رأس كل باب ، وفيه وضعت رقم كل عنصر ، قيد البحث ، في خانته الخاصة . وتركت باقى الأماكن بيضاء وبهذه الصورة ستكون لديك فكرة عن ارتباط العناصر ببعضها .

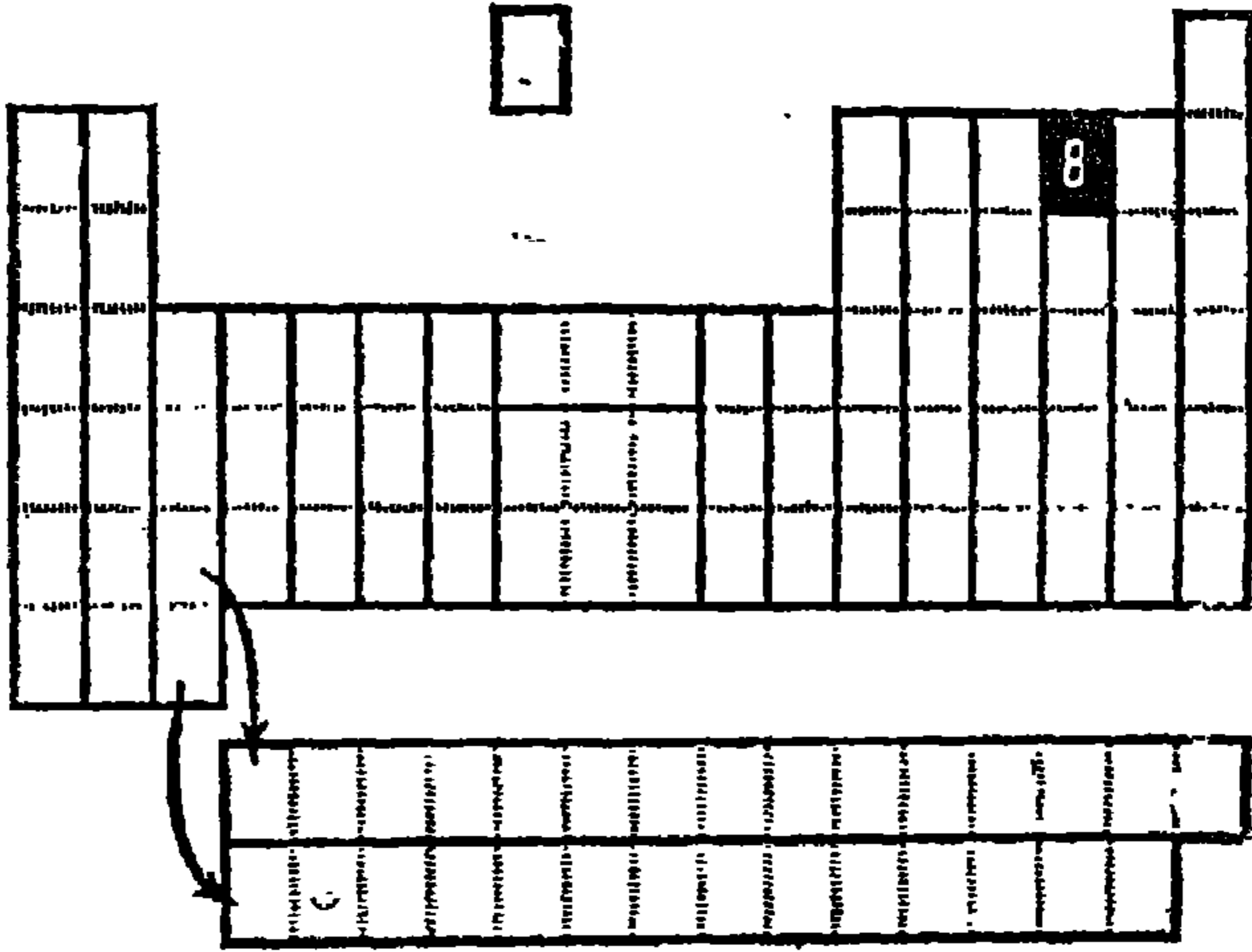
وستجد في نهاية الكتاب الجدول الدوري كاملاً ، وفيه أسماء العناصر بدلاً من أرقامها . وعندئذ أرجو أن تكون قد تعرفت على معظم الأسماء .
والآن فلنحاول أن نرى كيف تبدو هذه العناصر المكونة لبناء العالم .

1



الفصل الأول

الأكسجين العنصر الذي نتنفسه



الحالات الثلاث :

الأكسجين هو العنصر رقم 8، وقد تعجب لماذا بدأت برقم 8 بدلا من رقم 1 .
هناك عدة أسباب لذلك :

أولاً : يعتبر الأكسجين أكثر العناصر انتشاراً على الأرض . وهو يكون تقريباً نصف عدد الذرات التي يتكون منها كوكبنا . بل إنه يكون $\frac{1}{4}$ عدد الذرات المكونة للقشرة الأرضية والتي يبلغ سمكها ١٠ أميال .

ثانياً : يدخل الأكسجين في تركيب العديد من المركبات الموجودة في الأرض ،

وذلك بإتحادها مع ذرات العناصر الأخرى مكونة جزيئات . ومع ذلك يوجد الأكسجين في الهواء الجوي المحيط بنا على شكل عنصر بذاته . ويتكون $\frac{1}{8}$ الجزيئات الموجودة في الهواء من ذرتين من الأكسجين فقط ، والجزيء الذي يتكون من ذرتين من الأكسجين يسمى (جزءى أكسجين) .

ثالثاً : ولا تقتصر أهمية الأكسجين على كثرة انتشاره بل أيضاً لفائدته . فإتنا عندما نتنفس ، نمتص الهواء داخل الرئة . ويمتص الجسم بعض أكسجين الهواء ، وهذا يتحد بدوره ببعض المواد التي نحصل عليها من الطعام الذي نأكله . وهكذا تنتج الطاقة اللازمة لاستمرار حياة الإنسان وعمله .

ويجب أن تتنفس باستمرار في صبحونا ونومنا لنحصل على الأكسجين إتنا قد نستغنى عن الطعام لأسابيع ، ونستغنى عن الماء لأيام ، ولكن خمس دقائق بدون أكسجين كافية للقضاء علينا .

وعلى ذلك فالأكسجين عنصر يستحق أن نبدأ به .

وأكثر ما يسترعى الأنظار في الأكسجين أنه غاز . وقبل أن أستطرد سأتوقف قليلاً لأشرح معنى الغاز .

تتكون معظم الأشياء التي حولنا (على هذه الأرض) من أجسام صلبة ، وهذا يعنى أنها كتلة منفصلة ملتصقة ببعضها وتحتفظ بهذا الشكل إذا تركت وشأنها . وقد يكون هذا الجسم الصلب المعين خشناً كقالب الطوب ، أو ناعماً كقطعة من الشمع ، وقد يكون أصلب من قضيب من الفولاذ ، أو مرناً كالكرة المطاطة ، أو هشاً كرقائق الألومنيوم . ومع ذلك فإذا رفعت أى جزء منه فإنه يرتفع كله ككتلة واحدة ويبقى ملتصقاً ببعضه . وذلك لأن جزيئات الجسم الصلب ملتصقة ببعضها بشكل تام ، وكل جزيء يبقى في مكانه الخاص ، وقد يهتز في مكانه (مثل الإنسان المصعب الذي يبدل قدميه وهو واقف في الانتظار) ولكنه يبقى في نفس المكان .

وإذا رفعت درجة حرارة هذا الجسم الصلب فإن جزيئاته تهتز وتزداد سرعتها، وقد تصل إلى درجة حرارة تبعد فيها الجزيئات عن بعضها بل وتتحرك بحرية فوق وحول بعضها . عند هذه الحال يقال إن المادة الصلبة قد « انصهرت » ونحولت إلى « سائل » .

ويعتبر الماء أكثر السوائل شهرة ، ومع ذلك نعرف غيره . فالكحول والجازولين والزئبق وزيت الزيتون كلها سوائل . ولا يلتصق السائل ببعضه مثل الأجسام الصلبة ، فلا يمكنك مثلاً جذب جزء من الماء بين أصابعك فيرتفع كل الماء من الكوب . فأى كمية من السائل ليس لها شكل معين بل تأخذ شكل الإناء الذي يحتويها .

(في حالة الجزيئات المعقدة التي تحتوي على عدد كبير من الذرات يتسبب إرتفاع درجة الحرارة في انفصالها تماماً . وبدلاً من أن ينصهر الجسم الصلب فإنه « يتحلل » . فالسكر المادى لا ينصهر إذا رفعت درجة حرارته لأنه يتفحم وتتصاعد منه أبخرة لأنه يتحلل . وفي حالة الديناميت فإن التحلل يحدث بسرعة وعنفة ، ويقال إن المادة « انفجرت ») .

ومع أن جزيئات السوائل ليست مرتبطة تماماً ، إلا أنها تستمر قريبة من بعضها ، وإذا رفعت درجة حرارة السائل إلى درجة معينة تتطاير الجزيئات بعيداً عن بعضها تماماً ، وتتبعثر وتنتشر كل منها بعيداً في كل اتجاه . وعندئذ يقال إن السائل « يغلي » وإنه تحول إلى « غاز » .

وهكذا نجد أن « الحالات الثلاث للمادة » هي الصلبة والسائلة والغازية . ويمكن أن توجد معظم المركبات البسيطة وكل العناصر على هذه الحالات الثلاث . ويتوقف وجودها في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية ، على درجة الحرارة وعلى بعض الظروف الأخرى المحيطة بها .

ويعتبر الماء من أحسن هذه الأمثلة . فالألماء في الظروف العادية سائل . وبانخفاض درجة حرارته إلى درجة معينة يتحول إلى مادة صلبة تطلق عليها « ثلج » . وبارتفاع درجة حرارة الماء يتحول إلى غاز ويسمى « بخار الماء » . فالألماء والثلج وبخار الماء كلها مادة واحدة في ثلاث حالات مختلفة ، ويمكن تحويلها من حالة إلى أخرى بالتسخين أو التبريد .

وتغلي المواد المختلفة وتنصهر في درجات حرارة مختلفة . وتتوقف الدرجة التي تنصهر فيها مادة ما على مدى ارتباط الجزيئات ببعضها . فمثلاً ترتبط جزيئات الصخرة ببعضها بشكل قوى حتى إنها تحتاج لتسخينها إلى درجة الاحمرار أو أكثر . قبل أن تنفصل عن بعضها وتتحول إلى سائل . (فالحمم التي تلساب من البراكين المنصهرة ما هي إلا نوع من الصخور المنصهرة) . ومن ناحية أخرى فإن ارتباط جزيئات الثلج ضعيف جداً إلى درجة أن حرارة يوم من أيام الربيع تكفي لصهره وتحويله إلى ماء .

وهناك جزيئات ارتباطها أضعف ، وجزيئات الأكسيجين مثل على ذلك ، فهي توجد على شكل سائل في درجات الحرارة المنخفضة وتتحول إلى صلب إذا انخفضت درجة حرارتها أكثر . ودرجة الحرارة على سطح الأرض لا تبقى الأكسيجين في حالته السائلة فما بالك بالصلبة فالأكسيجين يوجد في الطبيعة على شكل غاز لهذا السبب .

وقد حاول الكيميائيون خفض درجة الحرارة في المعمل لتحويل الأكسيجين إلى سائل ولم ينجحوا إلا في سنة ١٨٧٧ . ودرجة الحرارة اللازمة هي ٣٠٠ درجة تحت درجة حرارة الصفر المئوي . وعلى ذلك فعندما نقول إن الأكسيجين غاز ، فهذا يعني أنه غاز في درجة الحرارة المعتادة .

اكتشاف المجهول :

ليس من اليسير دراسة الغازات . ولتأخذ الهواء مثلاً على ذلك ، وهو من أكثر الغازات انتشاراً . فإذا تعرفت عنه ؟ إنه شفاف وعديم اللون ويمكنك الرؤية خلاله ، لا طعم ولا رائحة له . فكيف إذن نحس بوجوده ؟ إنك تحس بوجوده لأنك تشعر به عندما يتحرك ، أو تتحرك أنت بسرعة . خلاله . وتختلف درجة حرارة الأجزاء المختلفة من الهواء بتأثير الشمس (وهذا يتوقف على وجود الهواء قريباً من الأراضي المرتفعة أو المنخفضة ، في الشمال أو الجنوب ، قريباً أو بعيداً عن الماء) . وتتصاعد الهواء الساخن إلى أعلى وينخفض الهواء البارد . ويطلق اسم « الرياح » على هذه الحركات الواسعة للهواء . ويصل عنف الرياح أحياناً إلى درجة غير محتملة . وأي إنسان عاش مثلي في وسط هذه الزوابع يؤكد قولي . فوجود الهواء لا شك فيه .

قد يبدو لك أن الهواء لا وزن له ، فإننا نتحرك خلاله بسهولة بدون أن نشعر بثقله . ومع ذلك فالغازات ، مثلها مثل السوائل والمواد الصلبة ، هي مادة ولها وزن .

ومن المؤكد أن وزن الغاز أخف بكثير من السوائل والمواد الصلبة ، فربع جالون من الماء يزن رطلين تقريباً ، أما إذا ملئ هذا الحجم بالهواء في الظروف الطبيعية فإنه يزن $\frac{1}{3}$ من الأوقية . والهواء الذي في حجرة عادية والتي يبلغ عرضها ١٢ قدماً وطولها ١٨ قدماً وارتفاعها ٨ أقدام لا يزن سوى ١٥٠ رطلاً .

إننا في الواقع نعيش عند قاع طبقة من الهواء تمتد أميالاً وأميالاً فوقنا . وهو موجود بكميات كبيرة حتى إنه يقع على كل بوصة مربعة من جسمنا خمسة عشر رطلاً من الهواء . ولكن أجسامنا مملوءة هواءً وله ضغط متساو في كل الاتجاهات ، ويتعادل مع الضغط الخارجي ولنا لا نحس بوزنه .

والآن ، كيف يمكنك التمييز بين غازين ؟ لو فرض أن أحد الكيميائيين وضع أمامك زجاجتين ، وأخبرك أن إحداهما بها هواء وبالأخرى أكسجين لبدت كل من الزجاجتين متشابهتين وخاليتين . وكلا الغازين عديم اللون والرائحة والطعم . حقيقة إن الأكسجين أثقل نوعاً من الهواء ولكن ليس بالدرجة التي يمكنك التمييز بينهما .

ما عليك إذن إلا أن تقارن بين تفاعل كل منهما في نفس الظروف : أمسك شظية خشبية وأشعل طرفها ، وبعد أن تشتعل بلحظة أطفئ اللهب بحيث يظل طرفها متقدماً ، ثم زج بالطرف المتقد في زجاجة الهواء تلاحظ أن الشظية تستمر متقدة ثم تنطفئ . بعد فترة . ثم اغمر طرف الشظية المتقد في زجاجة الأكسجين تجد أنها تشتعل فجأة بلهب وتستمر مشتعلة بوهج أكثر مما بدأت به .

لم حدث هذا ؟

يعتبر الأكسجين مادة « نشطة » تتحد جزيئاتها بسهولة بجزيئات المواد الأخرى . فإذا سخن الخشب مثلاً ، فإنه يتحلل وتتصاعد منه غازات ، وهذه الغازات قابلة للاشتعال . أي أنها تبدأ في الاتحاد مع جزيئات الأكسجين التي في الهواء وينتج عنها طاقة يمكن الإحساس بها كحرارة أو رؤيتها على شكل ضوء .

وإذا إنطفأ اللهب الناتج فهذا يرجع إلى أن الأكسجين الذي في الهواء غير كاف لاستمرار توقد الشعلة ما لم يسخن الخشب مرة ثانية ليشتعل ، أما إذا غمرت الشظية المتقدة في أكسجين نقي فإنها تتحد مع الأكسجين بسرعة وبدا تسخن ويندلع اللهب مرة ثانية . (لا بد من وجود شعلة على الأقل ، ولا يشتعل الخشب بالمرّة إلا في وجود شعلة حتى ولو كان في أكسجين نقي) .

وحيث إن الأكسجين يساعد على اشتعال بعض الأشياء فإنه يقال إنه يساعد على « الاحتراق » أو الحرق . والأكسجين الموجود في الهواء هو الذي يساعد

الخشب والورق والجازواين وغيرها على الاحتراق عندما ترتفع درجة حرارتها .
وإذا استبعد الأوكسيجين من الهواء فإن ما يتبقى منه لا يساعد على الاحتراق . وإذا
أدليت شمعة مشتعلة أو قطعة خشب تحترق في الهواء بعد إزالة الأوكسيجين ،
تجدها تنطفئ في الحال .

ولا تحترق المواد المختلفة في الظروف العادية إلا إذا وصلت إلى ما يسمى « بدرجة
الاشتعال » وتتحد بالأوكسيجين ببطء في درجات أقل من هذه الدرجة . وينتج
بطء عن هذا الاتحاد حرارة ، وتتجمع هذه الحرارة وتكمن في المواد التي
لا تشع الحرارة إلى الجو بسهولة . وأحسن مثل على هذا هي الخرق المبللة بالزيت ،
فالحرارة التي تمتصها إذا تعرضت إلى الجو لمدة طويلة (أياماً وأسابيع) قد تصل
إلى درجة الاشتعال فتحترق بلهب مفاجيء . وهو ما يسمى « بالاحتراق التلقائي » ،
إذ يبدو أن النيران قد اشتعلت (من تلقاء نفسها) وقد أدى هذا الاحتراق
التلقائي إلى حرق العديد من المنازل .

وتتوقف حياتنا على نوع من الاحتراق البطيء الذي يحدث بداخل أجسامنا
عند احتراق الطعام الذي نأكله . وهذا الاحتراق هو الذي يحتفظ بدرجة حرارة
الجسم ثابتة ، ويعده بالطاقة اللازمة للقيام بكل الأعمال . وما كانت حياتنا لتستمر
خمس دقائق لو لم يساعد الأوكسيجين على هذا الاحتراق ، ونحترق سريعاً ونموت إذا
تنفسنا هواء خالياً من الأوكسيجين ، لأنك تستهلك ٢٠ لتراً من الأوكسيجين في
الساعة إذا كنت ساكناً ، وأكثر من هذا إذا كنت تعمل أو تلعب .

وكذا الأسماك والحيوانات المائية لا تعيش بدون الأوكسيجين ، فهي
« تنفس الماء » . والحقيقة أن كميات صغيرة من الأوكسيجين تذوب في الماء .
وتستخلص خياشيم السمك الأوكسيجين من الماء ، وتنقله إلى الدم ، تماماً كما تفعل رئة
الإنسان عندما تستخلص الأوكسيجين من الهواء وتنقله إلى الدم . وتفرق السمكة
فوراً - مثل الإنسان تماماً - إذا استبعدنا الأوكسيجين من الماء .

ويصاب بعض الأشخاص بأمراض تجعل من الصعب على الرئة أن تأخذ الأكسجين من الهواء . ويعطى لمثل هؤلاء الأشخاص أكسجين نقي لاستنشاقه . ويدخل الأكسجين إلى غطاء من البلاستيك يسمى « خيمة الأكسجين » توضع بإحكام على الرأس والصدر . ويوضع فيها أيضاً بعض الأشخاص المعرضين للنوبات القلبية ، وبهذه الطريقة تدخل كميات كبيرة من الأكسجين إلى الدم وبذا يقل مجهود القلب الذي يرسل الدم إلى كل أجزاء الجسم . وقد وضع الرئيس أيزنهاور بعد النوبة القلبية التي حدثت له سنة ١٩٥٥ في خيمة أكسجين لمدة أيام .

فصل الهواء :

يخزن الأكسجين النقي في أسطوانات معدنية مختلفة الأحجام (يصل بعضها إلى قامة الإنسان) . ويكون الأكسجين المخزون تحت ضغط ، أي تضغط جزئياته على بعضها بحيث يسمح بإدخال المزيد منها . والأسطوانة المملوءة معها ١٣٥ مرة أكثر من سعتها تحت الظروف الطبيعية . وإذا فتحت فوهة الأسطوانة على سعتها ، يندفع الأكسجين بمنتهى القوة كاتفجار الصاروخ ، ولذا تجهز الأسطوانات بترتيبات معينة بحيث تسمح للغاز بالخروج ببطء ، ويلاحظ عدم وجود أي لهب أو شرارة أو أي جسم قابل للاشتعال بالقرب من الأكسجين النقي المستعمل . فالأكسجين في حد ذاته لا يحترق أو ينفجر ولكنه يساعد الأجسام الأخرى على الاشتعال بقوة .

فن أين يأتي هذا الأكسجين النقي الذي نملأ به الأسطوانات ؟

أحد هذه الطرق ، هو فصل ذرات الأكسجين من مركب ترتبط به ارتباطاً ضعيفاً . وتسخين مثل هذا المركب ، تنفصل ذرات الأكسجين وتكون جزئيات الأكسجين ، وتجمع على شكل غاز الأكسجين الذي يمر في أنبوبة إلى إناء به ماء منكس في حوض به ماء . ويزيح الأكسجين الناتج الماء حتى لا يبقى في الإناء سوى الأكسجين .

وقد اكتشف كل من الكيميائي السويدي « كارل شيل » سنة ١٧٧٢ والكيميائي الإنجليزي « جوزيف بريستلي » سنة ١٧٧٤ تحضير الأوكسجين بنفس هذه الطريقة. فقد اكتشف كل منهما أن الغاز الناتج يختلف عن الهواء ، وقد سماه شيل « هواء النار » .

وبعد سنة أو سنتين من هذا التاريخ سمي الكيميائي الفرنسي « أفطون لافوازييه » هذا الغاز بالأوكسجين . وهو مشتق من الكلمات الرومانية التي تعني « سبب الحموضة » . وقد استخدم هذا الاسم لأنه اعتقد أن الأوكسجين يوجد في جزيئات بعض المركبات المعروفة بالأحماض والتي لها طعم حمض . وكان لافوازييه على خطأ فبعض الأحماض قد تحتوي وقد لا تحتوي على أوكسجين ، ولا علاقة للأوكسجين بالحموضة ومع ذلك فلا زال الاسم باقياً .

ويمكن تسخين مركب ما لتعطيم جزيئاته ولكننا لا نحصل بهذا إلا على كمية ضئيلة من الأوكسجين . ويستحسن استخدام « الهواء السائل » للحصول على كميات كبيرة منه .

ويمكن تحويل الهواء إلى سائل بخفض درجة حرارته إلى درجة معينة . وعندما يغلي الهواء السائل يتحول إلى غاز مرة ثانية — مثل الماء — عندما يغلي يتحول إلى غاز (بخار الماء) .

ويتكون الهواء من أكثر من نوع من الجزيئات ، وخمسه أوكسجين ، والباقي تقريباً نوع آخر من الغاز ويسمى نيتروجين . ويغلي الأوكسجين السائل ويتحول إلى غاز في درجة حرارة منخفضة جداً ولكن النيتروجين السائل يغلي ويتحول إلى غاز في درجة أقل من الأوكسجين . فإذا سخن الهواء السائل يبطء وهو مخلوط من الإثنين ، فإن النيتروجين يغلي وتخرج فقاعاته بسرعة أكبر من الأوكسجين .

ويمكن مشاهدة هذه التجربة . فالنيتروجين سائل عديم اللون ككلاء ، أما الأكسجين السائل فلونه أزرق ، فلو سخن الهواء السائل يبطء فان لونه يتحول إلى الزرقة كلما اخنق النيتروجين ليتبقى الأكسجين السائل .

وبالاستفادة من اختلاف درجتى غليان كل من النيتروجين والأكسجين فإننا « نجزيء » الهواء السائل ، أى تفصله إلى جزء هو الأكسجين وجزء آخر هو النيتروجين ، ويمكن تخزين كل منهما فى أسطوانات لحين استعماله .

ويستخدم الأكسجين كذلك فى الطب لا فى خيمة الأكسجين فحسب ولكن يخلطه أيضاً مع المخدرات . فالمرضى يخدر بواسطة استنشاق رتيبه للمواد المخدرة مثل الأثير (أو أى مخدر آخر) المخلوط بالأكسجين .

وفى الصناعة يخلط الأكسجين مع تيار من الغاز القابل للاشتعال لتكوين لهب شديد الحرارة يستخدم فى اللحام وقطع الحديد .

وتعتبر إسالة الأكسجين إحدى طرق ضغط كميات كبيرة منه فى حيز صغير نسبياً . ويستخدم الأكسجين السائل لإشعال الوقود فى القذائف والصواريخ . ويختصر رجال للقذائف كلمة الأكسجين السائل إلى LOX .

ذكرت سابقاً أن جزيء الأكسجين يتكون من ذرتين . وقد تتحد ثلاث ذرات لتكون جزيء الأكسجين . ويصبح وزن هذا التجمع الثلاثى الذرة أكبر من وزن جزيء الأكسجين العادى بمره ونصف . وهذا الجزيء ذو الثلاث ذرات هو أيضاً أكسجين ولكنه يختلف كلية عن الجزيء ذى الذرتين فى تفاعله ، ولذا أطلق الكيميائيون عليه اسم « أوزون » .

وقد تكون سمعت كلمة « أوزون » من قبل ، وهو تعبير عامى عن الهواء النقى فى الريف ، وخاصة فى البلاد الجبلية . ومن الخطأ أن تعتقد أن الأوزون الذى يحتوى جزيئه على ثلاث ذرات من الأكسجين أفيد من الأكسجين العادى

بعمرة ونصف . في الواقع لا يوجد أوزون في الهواء الجوى ولا حتى في الجبال .
وحتى لو وجد فلن ترتاح له ، لرائحته القوية الحادة (وترجع كلمة أوزون إلى
الكلمة اليونانية التي تعنى أما أشم) وفوق هذا فهو سام .

ولا تتحد الذرة الثالثة بجزء الأوكسجين بسهولة ولا تتلاءم معه جيداً ، وتحتاج
إلى دفعها لذلك . وتستمد الطاقة اللازمة لهذا الاتحاد من الكهرباء العالية القوة .
ويتحول بعض الأوكسجين الموجود حول بعض الأجهزة الكهربائية إلى أوزون ،
ويمكن ملاحظة رائحته بسهولة . وتعتبر الأشعة فوق البنفسجية مصدراً آخر للطاقة
وهي التي تصدر عن مصابيح بخار الزئبق أو من « مصابيح الشمس » . ويمكن
ملاحظة رائحة الأوزون بالقرب من مثل هذه المصابيح .

وضوء الشمس غني بالأشعة فوق البنفسجية . فإذا اصطدمت أشعة الشمس
بالطبقات العليا من الجو تحول بعض الأوكسجين إلى أوزون . وتمتص « طبقة
الأوزون » الرفيعة والتي تملأ الأرض بحوالي خمسة عشر ميلاً ، كثيراً من
أشعة الشمس فوق البنفسجية وتمنعها من الوصول إلى سطح الأرض . وهذا من
حسن حظنا وإلا فإن كمية الأشعة فوق البنفسجية كافية للقضاء علينا إذا ما اصطدمت
بأجسامنا . وعلى هذا فطبقة الأوزون ضرورة لحياتنا .

وكأرأينا ، تتحد ذرة الأوكسجين الثلاثة بجزء الأوكسجين بصعوبة ولكن
يسهل انفصالها عنه ، وسرطان ما يتحول الأوزون إلى أوكسجين ثانياً تاركاً ذرة
الأوكسجين - فالأوزون « غير ثابت » : تسرع ذرة الأوكسجين التي انفصلت
للاتحاد مع أي مادة أخرى . وبهذه الطريقة نرى أن الأوزون أفسر على إحداث
تغيرات كيميائية بسهولة أكثر من الأوكسجين العادي ، بل إنه أكثر نشاطاً
منه . وفي الواقع كانت هناك أفكار لاستبدال الأوكسجين بالأوزون في التذائف
ولكن عدم ثباته جعل من الصعب استعماله .

ولا يتأثر الزئبق والفضة بالأوكسيجين العادي ، ولكن لونها يغم في وجود الأوزون . والأوزون « مزيل الألوان » . فجزئيات بعض المواد الملونة تفقد لونها بتعرضها له .

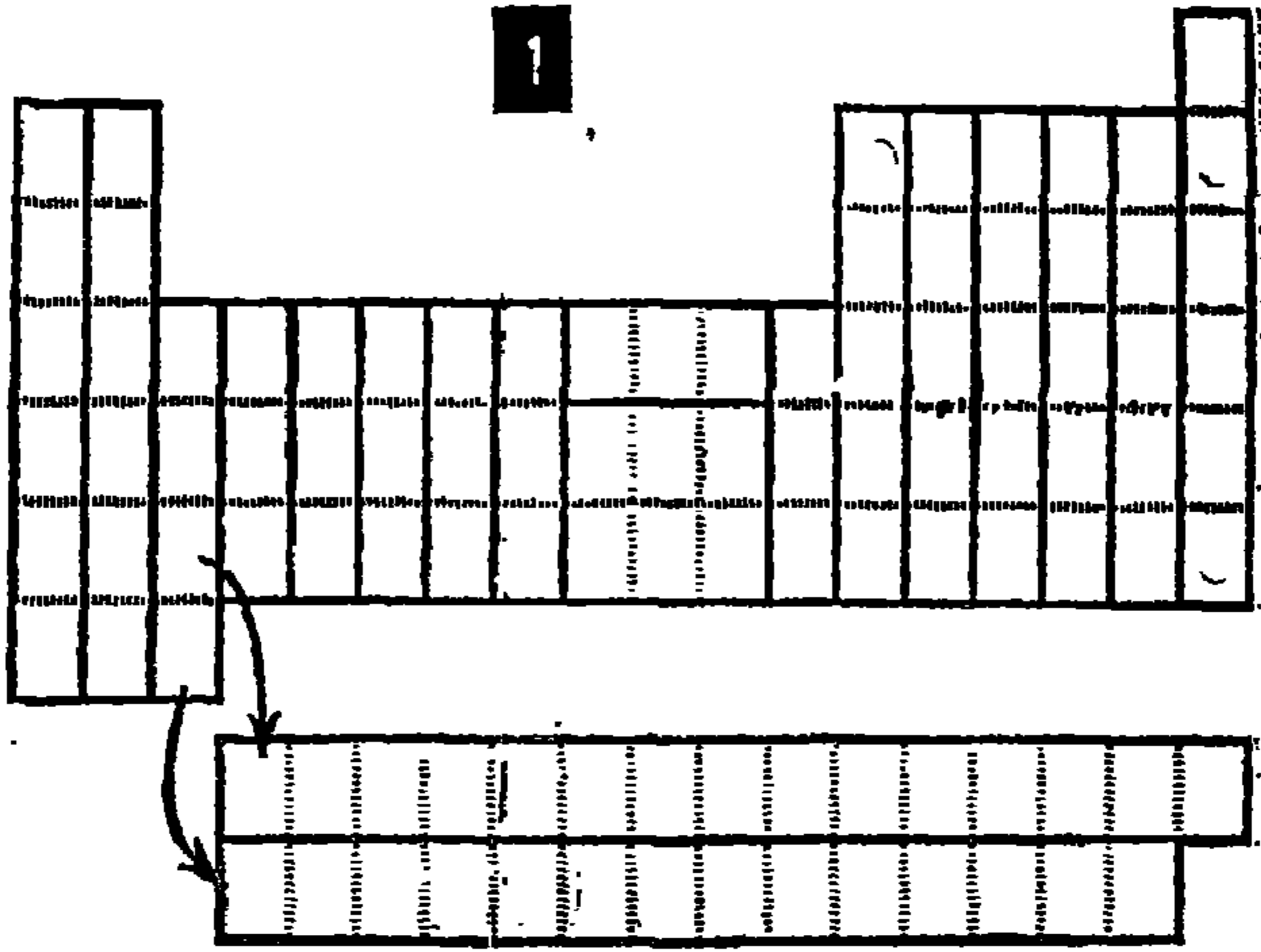
وكذا يزيل الأوزون « الرائحة » ، فيحول جزئيات بعض المواد ذات الرائحة إلى جزئيات عديمة الرائحة . وإذا أمكن وضع بعض الأجهزة الكهربائية التي تغير الأوكسيجين إلى أوزون في أجهزة التبريد الصناعية ، فإنها تزيل رائحة الجو المحيط بها أثناء تحول الأوزون ثانياً إلى أوكسيجين .

وللأوزون فائدة أخرى : إنه يعتبر مادة مثالية لتنقية مياه الشرب في المدن . فيخلط قليل منه مع الهواء الذي يمرر في الماء ، وبنا يقضى على الجراثيم والشوائب الكيميائية ، ويتحول الأوزون أثناء ذلك إلى أوكسيجين ولا يترك أثراً وراءه .

وإذا وجد عنصر في صورتين أو أكثر تطلق على هذه الظاهرة «التآصل» Allotropy ، فالأوزون نوع متآصل مع الأوكسيجين ، ولكنه يختلف ظاهرياً مع الأوكسيجين . فهو ليس عديم اللون كالأوكسيجين بل له لون أزرق محدد . والأوزون أنسألر لونه أزرق داكن جداً أو أسود تقريباً . وستصادقنا المزيد من هذه الصور المتآصلة الجديرة بالدراسة في أبواب أخرى .

الفصل الثاني

الأيديوجين أخف العناصر



الغاز الأرضي المفقود :

إن أبسط العناصر بلا جدال هو الإيدروجين . فهو العنصر رقم ١ ، وذرة الإيدروجين هي أصغر وأخف وأقل النرات المعروفة تعقيداً . فلا غرو أن يصبح أكثر العناصر انتشاراً في العالم كله . (يعتبر الأكسجين أكثر العناصر انتشاراً على الأرض ، ولكن الأرض ما هي إلا جزء يسير من الكون كله) .

ويعتقد القائمون بدراسة الكواكب أن الإيدروجين يكون الآن ٩٠٪ من

جميع القدرات الموجودة في الكون — وتتكون الشمس أساساً من الهيدروجين، وكذا معظم الكواكب الأخرى والمواد الدقيقة المتناثرة حول الكواكب .

ومع ذلك فالهيدروجين غير منتشر تماماً على الأرض . بل إنه يكون $1/3$ من ذرات الطبقات الخارجية للأرض ، وتقل هذه النسبة في الطبقات الداخلية . ومع ذلك فلا بد أن الأرض كانت مكونة من نفس مادة باقي الكون . فما الذي حدث بعد ذلك للهيدروجين ؟

يمكن في صغر ذرة الهيدروجين تفسير هذه الظاهرة . ذلك أن ذرات الهيدروجين ، مثل الأكسجين ، تعيش على شكل أزواج . ويسمى اتحاد ذرتي الهيدروجين « جزيء الهيدروجين » . وجزيء الهيدروجين أصغر من أي جزيء آخر معروف — بل إنه أصغر من أي ذرة منفردة لعنصر آخر .

والجزيئات كلها في حركة دائمة . وجزيئات الجسم الصلب ولو أنها ثابتة في مكانها إلا أنها دائماً التذبذب . وتتحرك جزيئات السائل بحرية أكثر ، وجزيئات الغاز بحرية أكثر من السائل .

وتتحرك جزيئات الأكسجين في درجة الحرارة العادية في الجو بسرعة تزيد عن أربعة أميال في الدقيقة . وهي تصطدم بطبيعة الحال باستمرار بعضها ببعض وترتد عنها . وكلما ارتفعت درجة الحرارة ازدادت حركة الجزيئات ، ومثال ذلك أنها تسرع في الجو المحيط بالأفران العالية الحرارة .

وتتحرك الجزيئات الصغيرة أسرع من الكبيرة . وتبلغ سرعة جزيئات الهيدروجين في درجة الحرارة العادية حوالي ٧ أميال في الدقيقة (وهذا هو متوسط السرعة لأن بعضها يتحرك أسرع وبعضها أبطأ) .

وتتحرك بعض الأجسام بسرعة كافية تجعلها تنفذ خارج الكرة الأرضية :
فإذا رميت حجراً في الهواء فإنه يرتفع لمسافة معينة ثم تجذبه الجاذبية الأرضية إلى
أسفل ثانياً ، وإذا قذفته بقوة أكبر فإنه يصل إلى مسافة أبعد قبل أن يسقط
ثانياً . وإذا أطلقت قذيفة من مدفع فإنها ترتفع لعدة أميال قبل أن تسقط ثانياً .
أما إذا تمكنت من إطلاق شيء ما بأسرع من ذلك فإنه لن يعود بالمرّة . ويطلق
على هذه السرعة « سرعة الهروب » « *Escape Velocity* » .

وتتحرك جزيئات الإيدروجين بسرعة تقرب من « سرعة الهروب » . ولهذا
السبب فإذا وجدت جزيئات الإيدروجين في الجو ، فإنها تتحرك بعيداً عن الأرض ،
وتسرب إلى الفضاء الخارجي . ومن المعتقد أن درجة حرارة الأرض عند بدء
نشأتها كانت أكثر ارتفاعاً منها الآن بكثير . وكانت جزيئات الإيدروجين
تتحرك بسرعة كبيرة جعلتها تسرب بعيداً .

وعلى ذلك ، فمن الناحية العملية ، لم يبق الإيدروجين في الهواء الجوى للآن .
والتقليل من الإيدروجين الذي تجده على الأرض الآن يرجع إلى أنه مرتبط
بجزيئات تحتوي على ذرات ثقيلة .

وجزيئات الأكسجين أثقل من جزيئات الإيدروجين بست عشر مرة وتتحرك
بطءاً أبعد ما يكون عن سرعة الهروب . ولذا لا يتسرب الأكسجين بل يبقى
في الهواء الجوى .

وبعض الكواكب أكبر وأثقل من الأرض ، وبالتالي فلها قوة جذب أكبر .
وهذا يجعل الجزيئات التي على مثل هذه الكواكب ، تتحرك بأسرع ما يمكن
لتسرب . ولذلك لا تتحرك جزيئات الإيدروجين بسرعة كافية لهروبها من كوكب
المشتري ، لأن جاذبيته أكبر مرتين ونصف مرة من الجاذبية الأرضية ، ولأن درجة
حرارته منخفضة عن الأرض . ولذا تتحرك جزيئات الإيدروجين بسرعة أقل من

سرعتها على الأرض . وعلى ذلك يوجد الإيدروجين بكثرة في الجو المحيط بالمشتري ، وبعض الكواكب الكبيرة الأخرى مثل زحل ويورانوس ونبتون . أما أي كوكب أصغر من كوكبنا الأرضي فلن يكون حاله أحسن من الأرض — فتبلغ جاذبية كوكب المريخ مثلاً $\frac{1}{3}$ جاذبية الأرض ، لذا نجد أن معظم الهواء المحيط به قد تسرب ولم تبق سوى طبقة رقيقة . أما القمر ، وهو أصغر بكثير ، وتبلغ جاذبيته $\frac{1}{6}$ جاذبية الأرض فليس حوله هواء جوى بالمره .

ولو أن الإيدروجين يوجد بكمية ضئيلة في القشرة الأرضية إلا أنه يكون $\frac{1}{4}$ عدد ذرات المحيط . وقد احتفظت الجاذبية الأرضية بالإيدروجين مع ذلك إلى هذه الدرجة . والإيدروجين من حسن الحظ هو من العناصر الأساسية المكونة للنسجة الحية (فيكون الإيدروجين $\frac{1}{2}$ الذرات المكونة لأجسامنا) .

استخدامه في الطيران :

والإيدروجين غاز مثل الأكسجين في درجة الحرارة العادية ويستمر في الحالة الغازية حتى عند درجة الحرارة التي يسيل فيها الأكسجين . وبالتالي فعند خفض درجة حرارته إلى أقل من هذا يتحول إلى سائل ثم صلب .

وغاز الإيدروجين هو أخف العناصر المعروفة ، وسبق أن قلت في الفصل الأول إن وزن الهواء الذي يملأ حجرة جلوس عادية يبلغ ١٥٠ رطلاً . فلو ملئت هذه الحجرة بالإيدروجين بدلاً من الهواء لبلغ وزنها ١٠ أرطال فقط .

وبنفس الطريقة نقول إن سائل الإيدروجين هو أخف السوائل ، وإن الإيدروجين الصلب هو أخف الأجسام الصلبة المعروفة .

ويزن لتر من الإيدروجين السائل أوقيتين وربع أوقية فقط . وترجع إحدى مآسي الإيدروجين إلى خفة وزنه . فنحن نعلم أن الخشب يطفو على سطح الماء لأنه أخف من الماء . وبنفس الطريقة نجد الإيدروجين يطفو فوق الهواء لأنه أخف منه . ولذا

تطير حقيبة خفيفة في الهواء إذا ملئت بالإيدروجين . وإذا علفت بعض الأقال أسفلها فإنها ترتفع مع الحقيبة . وكلما زاد حجم الحقيبة زادت قدرتها على حمل المزيد من الأقال . وإذا زاد حجم الحقيبة للدرجة كافية فقد تحمل إنساناً .
ورفع حقيبة الإيدروجين ببطء عندما تصل إلى الطبقات العليا حيث يقل الهواء ويخف ، وأخيراً تقف . وإذا أسقط أحد الأقال المعلقة بالحقيبة فإن هذا يسمح لها بالمزيد من الارتفاع . وإذا أمكن تفريغ جزء من الإيدروجين من الحقيبة ، فإنها تهبط ببطء . وتعرف مثل هذه الحقيبة المملوءة بالغاز والتي يمكن أن ترتفع وتحول وتهبط بهذه الطريقة باسم « البالون » .

وبلا شك فهذه البالونات هي اكتشاف حديث . وقد أتم الأخوان الفرنسيان « جوزيف وجاك مونتجولفير » بناء أول بالون كبير ليحمل إنساناً سنة ١٧٨٣ ولم يستخدما الإيدروجين بل الهواء الساخن ، لأنه أخف من الهواء البارد . ولم يستخدم الإيدروجين إلا بعد ذلك بضع شهور .

وتطير البالونات العادية اعتباطاً حسب مشيئة الريح كما يطفو قارب من الخشب على الماء تحت رحمة التيار . أما إذا كان البالون من الكبر بحيث يمكن تزويده بمجازولين وموتور ، فإنه يمكن توجيهه في الجو كما يوجه القارب البخاري في الماء ، ويطلق اسم « البالون الموجه » على البالون المزود بموتور للقيادة (أى الذى يمكن التحكم في توجيهه) كما يطلق عليه اسم « المنطاد » .

وكان الكونت « فرديناند فون زبلن » أول من نجح في بناء البالون سنة ١٩٠٠ في ألمانيا . وصنع الحقيبة من الألومنيوم على شكل سيجار عريض بدلاً من صنعها من الحرير أو أى نسيج آخر ، ووضع حقائق الإيدروجين بداخلها .

وزاد اهتمام العالم بهذه البالونات الموجهة التي على شكل سيجار ، ولم تمر الأعوام الثلاثون من القرن العشرين حتى كانت كل من الولايات المتحدة وبريطانيا وفرنسا

وإيطاليا وخصوصاً ألمانيا قد أنتجت ما يربو على ١٥٠ من هذه المناطيد . وكانت الأحجام الكبيرة منها تفوق في طولها ارتفاع أعلى ناطحات السحاب ، وتوجد بأسفل هذه المناطيد غرف تبدو صغيرة بالنسبة لحجمها ولكنها من الكبر بحيث تسع مائة شخص أو أكثر . وأشهر منطاد هو الذي نال نجاحاً كبيراً ، وهو المنطاد « جراف زبلن » (والذي سمي باسم المخترع) ، وقد صنع في ألمانيا وقام برحلات كثيرة عبر المحيط الأطلسي كما قام بجولة حول العالم .

أما أكبر منطاد بلا منازع فهو « هيندنبرج » وصنع في ألمانيا ، وقد تحطم نتيجة لانتفجار الإيدروجين الذي كان يملأ حقائبه . وهكذا يمكن أن يتحول الإيدروجين إلى غاز خطير . فدعنا نعرف ما سبب هذا ؟

إحذر الشرارة :

الإيدروجين عنصر نشيط نوعاً ، تتحد ذراته بذرات الأوكسجين ، وينتج عن هذا الاتحاد طاقة . وتظهر هذه الطاقة على شكل حرارة أساساً ، وقليلاً ما تظهر على شكل ضوء . وتفسير آخر يمتدح الإيدروجين في الأوكسجين (والهواء) بلهب ساخن أزرق باهت - ولا بد أن بعضنا قد شاهد مثل هذا اللهب ، لأن الغاز المستخدم في الطهو يحتوي على إيدروجين ، ويعتبر استخدام حرارة احتراق الإيدروجين في الطهو من أحد المنافع الطيبة له .

ويستخدم لهب إيدروجين خاص في الصناعة . فيمرر غاز الإيدروجين النقي (من أسطوانات معدنية مضغوطة فيها الغاز) إلى أنبوبة ، وغاز الأوكسجين إلى أنبوبة أخرى ، وطرفا الأنبوبتين متقاربان بحيث يختلط الغازان عند خروجهما . فإذا أشعلت هذا المخلوط ينتج لهب شديد الحرارة يسمى لهب « الإيدروجين المتوكسد » . وهذا اللهب من السخونة بحيث يقطع الصلب كما لو كان زبداء . وربما رأيت هذا الموقد في عمليات اللحام . ويلبس المشتغلون به أقنعة خاصة وملابس تقيهم وهج الغاز الساخن لدرجة الاحمرار والشرر المتطاير أحياناً .

والوقود المستخدم غالباً في القذائف هو نوع من المواد التي تحتوى على الإيدروجين مثل الكيروسين والكحول والتي تتحد بعنف بالأكسيجين السائل. لتنتج الانطلاق اللازم . وقد يكتفى بالإيدروجين السائل ، ولكنه يسيل في درجة حرارة منخفضة وتصبح المشكلة هي الاحتفاظ بسيولته في وضع الهبوط .

وجميل أن نستفيد من هب الإيدروجين عند ما نريد ، ولكنه يحترق أحياناً حينما لا نريده . مثال ذلك ، عندما يكون في المنطاد بكمية كبيرة ، فهناك احتمال أن يظهر في أحد الجوانب منفذ صغير يسرب منه غاز الإيدروجين إلى الكابينة السفلى ، وقد يشتعل فيها بسهولة ويشعل الحقيبة التي تعلوها . وينفجر خليط الإيدروجين والأكسيجين بقوة وعنف . ولذا يطلق اسم « غاز الفرقة » على خليط من جزئين من الإيدروجين وجزء من الأكسيجين .

لذلك كانت هناك لوائح مشددة للاحتراس من النار ، قبل استخدام بديل للإيدروجين (كما سنرى في الفصل الرابع) : مثل عدم السماح بالتدخين ، أو إشعال أى هب أو شرارة ، حتى منع وضع مسامير في نعال الأحذية حتى لا تنتج شرارة من ارتطامها بالأرض .

وهذا ما حدث للمنطاد الجبار هندنبرج في ٦ مايو سنة ١٩٣٧ ، فبينما كان يحوم للهبوط في « لا كهرست » بولاية نيوجيرزى ، تطاير بعض الشرر - رغم كل الاحتياطات - وتحول المنطاد في ثانية واحدة إلى كتلة من الهبوب . وكانت هذه الحادثة هي الضربة القاضية لاستعمال المنطاد في الانتقال ، فلم يصنع ولن يصنع أى منطاد بعد ذلك . وقد حلت الطائرات محله تماماً .

ولا يقتصر خطر استعمال الإيدروجين على اشتعاله ، فطالما يسمح بخروج غاز الإيدروجين يسطء في الهواء أو في الأكسيجين ، ينتج عنه هب يمكن التحكم فيه . ونو فرض أن الإيدروجين والأكسيجين اختلطاً جيداً ، لا يحدث شيء في الظروف .

الطبيعية . ولكن ماذا يحدث لو أن شرارة رفعت درجة حرارة جزء من هذا المخلوط من الإيدروجين والأكسجين ؟ تتحد جزيئات الإيدروجين والأكسجين في هذا الجزء الصغير ، والطاقة الناتجة قادرة على اتحاد الجزيئات المجاورة ، وهذه تطلق الجزيئات القريبة منها . وتتحد كل الجزيئات في أقل من جزء من الثانية وتتطلق طاقة في اندفاع واحد قوى : وهذا ما يسمى « بالانفجار » .

وتنفجر أى مادة قابلة للاشتعال سواء كانت غازاً أو سائلاً أو مسحوقاً دقيقاً إذا اختلقت بالهواء . ويعتبر غاز الطهو في المنازل أكثر شبيهاً بهذه المواد . فهو محتوى على الإيدروجين أو مواد أخرى لا تقل عنه خطورة . فإذا فتحت صنبور الغاز واستمرت فترة قبل أن تقرب منه ثقاباً مشتعلًا ، فانك تلاحظ فرقة صغيرة قبل أن يشتعل الموقد كالمعتاد .

ولكن إذا تسرب الغاز لفترة (نتيجة لثقب مثلاً) فإنه يختلط ببضع بهواء الحجرة . فإذا أشعل الطيار أو أى إنسان آخر ثقاباً أو سيجارة ، فإن المخلوط كله يشتعل . وقد يسبب الانفجار إشعال المخزن كله ويقتل من به من الأشخاص . فإذا شككت في وجود ثقب ، فلا تبحث عنه أبداً بمود ثقاب .

وكذا - ولنفس السبب - لا تبحث عن ثقب في خزان الجازولين في عربتك بثقاب . ولا تدخن عند استعمال منظم جاف قابل للاشتعال .

وأحدى فوائد الإيدروجين التي لا علاقة لها بنحفته أو قابليته للاحتراق ، هي في تخمين الزيوت النباتية . فالزيوت المستخرجة من بذرة القطن رخيصة ، يمكن الحصول عليها بكميات كبيرة ، ولكنها (على عكس الزيت والشحم وزيت الزيتون)

لا يمكن استخدامها في الطهو - فلها طعم خاص غير مقبول . وتحتوى جزيئات ريت بذرة القطن على عدد كبير من ذرات الإيدروجين (يربو على الخمسين) ومع ذلك فهي غير مشبعة ، ويمكن إدخال المزيد من ذرات الإيدروجين فيها . ويمكن عند خلط الزيت بالإيدروجين تحت ظروف معينة أن تتحد جزيئات الزيت بذرات الإيدروجين الزائدة . وتتحول الجزيئات الجديدة (مع كل ذرات الإيدروجين التي تمكنت من ضمها لها) إلى دهن صلب . وهذا الدهن أبيض عديم اللون والرائحة ويمكن حفظه لمدة طويلة . وهكذا أصبح زيت بذرة القطن الأصلي صالحاً للطهو .

وتسمى هذه العملية « بالهدرجة » . وما النباتين والمسلّي الصناعى إلا أمثلة لزيت بذرة القطن المهدرج .

النار فى الماء :

إن أول ما جذب أنظار الكيميائيين هي الطريقة التي يشتعل بها الإيدروجين . وكان الكيميائي الإنجليزي « هنرى كافندش » سنة ١٧٦٦ أول من جمع غاز الإيدروجين ودرس خواصه وأسماءه « الهواء القابل للاشتعال » . أما الإسم الحديث فيرجع إلى « لافوازييه » بعد ذلك بعدة سنوات ، وهو الذي سمى أيضاً الأكسيجين . وقد أسماه « إيدروجيناً » مشتقاً من الكلمات اليونانية التي تعنى « صانع الماء » .

وهذا بالفعل اسم سليم ، لأن هذا ما يفعله الإيدروجين عند ما يحترق : إنه يكون الماء . فإذا عرضت قطعة صغيرة باردة من الزجاج أو الصيني إلى لهب صغير من الإيدروجين ستجد أن قطرات من سائل قد تجمعت . وإذا قام كيميائي بدراسة هذا السائل سيجد أنه ماء تقي .

عندما تتحد جزيئات الإيدروجين مع جزيئات الأكسيجين ، فانها تكون جزيئات جديدة تكون من ذرتين من الإيدروجين وذرة أكسيجين . وتعرف

هذه الجزيئات « مجزيئات الماء ». وتتكون كل المياه التي رأيناها في كل المحيطات والبحيرات والأنهار والأمطار (والثلج والجليد والبخار أيضاً) من هذه الجزيئات الثلاثية الذرة : ذرتين من الإيدروجين وذرة أكسجين .

ومع أننا ننظر إلى الماء كشيء عادي وحقيقة مسلم بها ، إلا أنه في الواقع جدير بالملاحظة ، بل يمكن كتابة كتب (وقد كتبت فعلاً) عن فائدة الماء للحياة . ويمكن أن تدرك أهميته عندما تعرف أن الماء يكون $\frac{1}{60}$ من وزن الكائنات الحية . ولهذا يرجع سبب كثرة وجود ذرات الإيدروجين في جسم الإنسان أكثر من أي مادة أخرى - إلى هذه الجزيئات من الماء .

وبما أن الإيدروجين والأكسجين يتحدان ليكونا الماء ، فإنه يمكن فصل جزيء الماء إلى إيدروجين وأكسجين . ويتم هذا بإمرار تيار كهربائي في أسلاك تحت الماء ثم في الماء تحت ظروف معينة فيتجمع غاز الأكسجين حول طرف سلك منها وغاز الإيدروجين حول السلك الآخر . ويسمى السلكان « قطبين كهربيين » ، وتسمى هذه العملية بالتفليل الكهربائي .

وتستمد الصناعة حاجتها من الإيدروجين بتحليل الماء تحليلاً كهربياً . وهي بالطريقة العامة الثانية لتحضير الأكسجين بعد التقطير الجزئي للهواء السائل المضغوط .

وهناك طريقة قديمة لتحضير الإيدروجين باستخلاصه من المركبات المعروفة بالأحماض والتي أشرت إليها في الفصل السابق . فكل الأحماض تحتوي على ذرات إيدروجين ضعيفة الالتصام بها . وكلما كان هذا الالتصام ضعيفاً كان الحمض قوياً . فإذا أضيفت بعض الفلزات إلى الحمض يتحد الحمض بالفلز ، وتنتقل ذرات الإيدروجين وتتحد هذه الذرات المتحررة لتكوين جزيئات

الإيدروجين ، وتتجمع على شكل غاز الإيدروجين . وتحتوى بطاريات التخزين في السيارات على حامض وفلز ، ويمكن جمع غاز الإيدروجين منها في أوقات معينة . ولذلك يصاب الأشخاص الذين يحاولون الكشف عن مستوى الماء في البطارية بواسطة ثقاب نتيجة للاتفجار الذي يحدث .

فوق أكسيد الإيدروجين الغير ثابت :

والماء ليس هو المركب الوحيد الذي يتكون من ذرات الإيدروجين والأكسجين . فكما يمكن إضافة ذرة أكسجين علاوة على الأكسجين المادى لتكوين الأوزون النشط الغير ثابت ، كذا يمكن إضافة ذرة أكسجين إلى الماء لتكوين « فوق أكسيد الإيدروجين » النشط الغير ثابت .

ويحتوى جزئى فوق أكسيد الإيدروجين على ذرتين من الإيدروجين وذرتين من الأكسجين ، ويتشابه فوق أكسيد الإيدروجين مع الأوزون في بعض النواحي ، فهو كذلك يطلق ذرة الأكسجين الزائدة بأسرع ما يمكن ، وهو مزيل للألوان أو قاتل للبكتريا . ونظراً لقوة نشاطه استخدم في المحلوظات الكيميائية التى تطلق الصواريخ والطوربيدات .

ويضاف الماء إلى فوق أكسيد الإيدروجين لضمان سلامة استعماله . ويتكون فوق أكسيد الإيدروجين الذى تشتريه من الصيدليات من ٣٪ فوق أكسيد الإيدروجين و ٩٧٪ ماء — ولا تدع هذا يدهشك ، فلو كان المحلول أقوى من هنا ، لكان تركيزه أقوى من اللازم عند استعماله ، ولنشأت عن ذلك أضرار .

وتعمل الحرارة والضوء على سرعة تحلل فوق أكسيد الإيدروجين إلى ماء

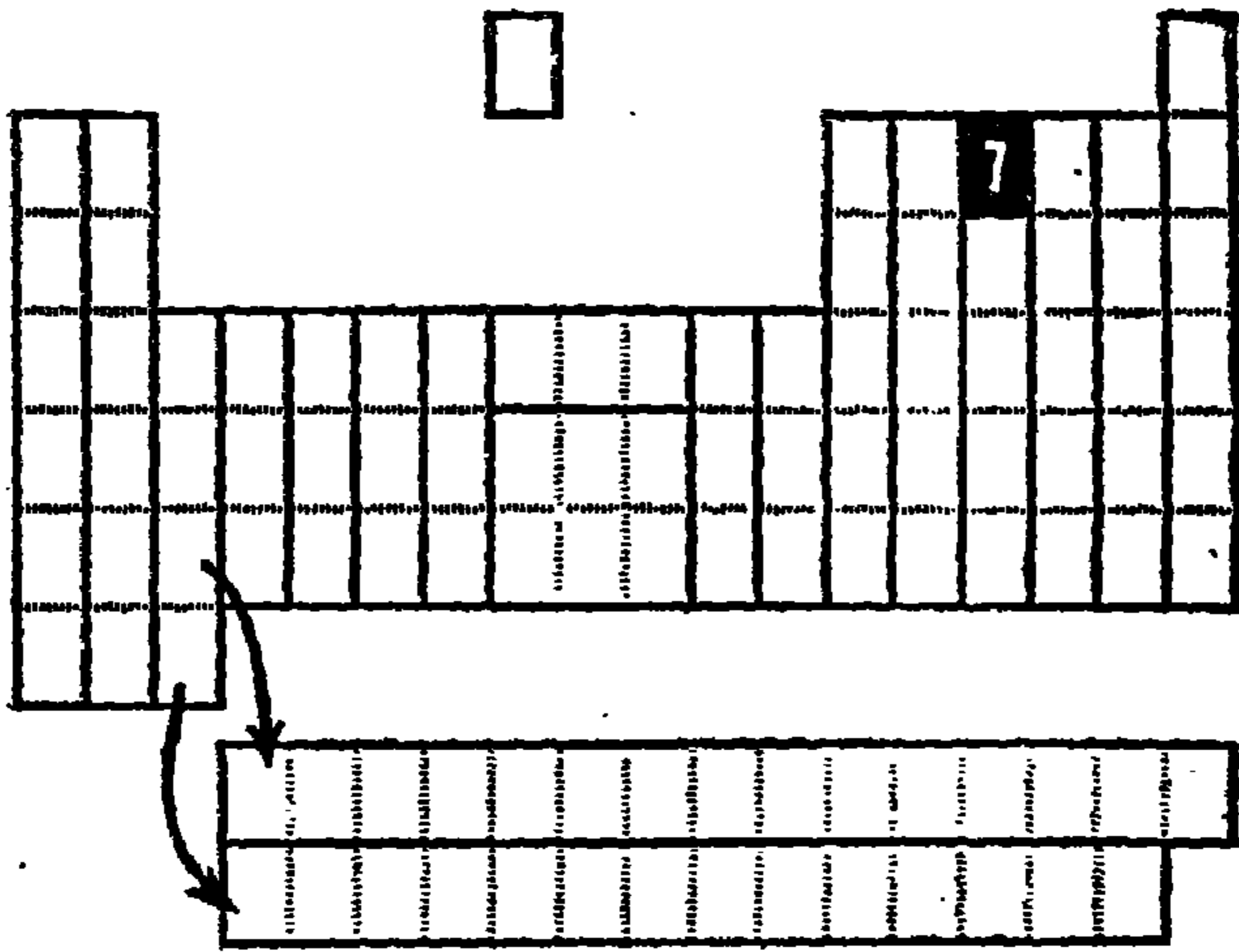
عادي ، ولذا فهو يباع في الصيدليات معبأ في زجاجات بنية أو زرقاء . داكنة بعيداً عن الضوء ويكتب عليها « تحفظ في مكان بارد » .

ويستعمل فوق أكسيد الإيدروجين كمطهر للجروح لقتل الميكروبات ، ويقضى على خطورة العدوى ، وتوجد في الدم مادة تعمل على تحلل فوق أكسيد الأيدروجين بسرعة . ولماك لاحظت تكون فقاعات تتحول إلى زبد أبيض عندما تضع فوق أكسيد الإيدروجين على الجرح ، ويرجع هذا إلى سرعة تصاعد غاز الأكسجين الناتج من تحلل فوق أكسيد الإيدروجين .

الفصل الثالث

النيتروجين

العنصر المدم الحياة



الجزء الخائق من الهواه :

ذ كرت سابقاً أن الأوكسيجين يكون $\frac{1}{5}$ الهواه فقط ، أما الباقي فهو النيتروجين ،
العنصر رقم ٧ .

عندما اكتشف الكيميائيون الأوكسيجين في السبعينيات من القرن السابع عشر ،
اكتشفوا أيضاً الغاز الآخر في الهواه . وهو لا يساعد على الاحتراق ، فإذا
وضعت شمعة في إناء مقلق فإنها تستنفد $\frac{1}{5}$ الهواه ثم تطفىء ، لأنه بعد اختفاء
الأوكسيجين يصبح الجزء المتبقى غير قادر على إشعال الشمعة ولا على استمرار

الحياة أيضاً . فإن الغازان التي توضع في إناء مغلق تخثق ثم تموت بعد تقاد الأكسجين .

وقد أطلق « شيل » في عام ١٧٧٢ على هذا الجزء من الهواء «الهواء الفاسد»، أما «لافوازييه» فقد أسماه «أزوت»، نسبة إلى الكلمات اليونانية التي تعني «لا حياة»، ولا زال هذا الإسم مستخدماً في اللغة الفرنسية وكذا الإنجليزية. ويطلق حتى الآن اسم مركبات الأزوت على بعض المركبات التي تحتوي على النيتروجين . وترجم التسمية الإنجليزية «لنيتروجين» إلى وجود النيتروجين في جزيئات بعض المعادن المنتشرة والمعروفة باسم «نيتر» (يعرف حالياً باسم ملح البارود) ، وعلى ذلك «فالنيتروجين» يعني العنصر المكون للنيتر .

ولاحظ أن النيتروجين غير سام ، ولا غرو فهو يكون أربعة أخماس الهواء . ونحن نتنفسه في الشهيق والزفير باستمرار ، وهو غير ضار بالمرّة في الظروف الطبيعية . وإتنا نموت في النيتروجين النقي فقط لأننا في حاجة إلى الأكسجين . وعلى ذلك فنقص الأكسجين هو الذي يفضى إلى الموت وليس النيتروجين . (وبهذه المناسبة ينطبق نفس الشيء على الإيدروجين ، فهو خائق وليس سام) .

ولكن هناك حالة يصبح فيها النيتروجين ضاراً . فهو يذوب بقلّة في كل من الماء والدهون (وينطبق نفس الشيء على الإيدروجين) . وبعض النيتروجين الذي يدخل أجسامنا عن طريق الرئة يذوب في الدم والأنسجة . ولا بأس من هذا ، لأنه لا يضر ولا يعترض أي شيء آخر .

ولكن إذا كان النيتروجين مضغوطاً فإنه يذوب بكمية أكبر ، ويحدث هذا في النواقيس الغاطسة تحت الماء عندما يقوم العمال بحفر الأتفاق تحت الأنهار ، فيزداد ضغط الهواء ليمنع تسرب الماء للداخل ، وتصبح أجسام هؤلاء الأشخاص محملة بكمية زائدة من النيتروجين . ومع أن الغاز ذائب في الماء ، إلا أنه مع ذلك لا يضر الجسم .

ولكن لو فرض أن مثل هذا الشخص خرج من تحت الماء ، وعاد فجأة إلى الضغط الجوي الطبيعي ، فمئذ لا يتحمل دمه وأنسجته هذه الكمية الزائدة من النيتروجين فتخرج فقاقيم النيتروجين من أعضائه وأوعيته الدموية ومن كل مكان ، وتكون لها تأثيرات مؤلمة جداً وقد تكون مميتة . وتعرف هذه الحالة « بالانشاءات » .

ولهذا السبب يوضع الأشخاص الذين يعملون تحت ضغط مرتفع في «ججرات تقليل الضغط» حتى يعودوا تدريجياً إلى الحالة الطبيعية ويتخلصوا من النيتروجين الزائد بالتدريج .

فائدة الخمول :

يتكون جزيء النيتروجين من ذرتين، وهذا يذكرنا بالأوكسيجين والإيدروجين مع فارق واحد هام ، وهو شدة ارتباط ذرتي النيتروجين ببعضهما بدرجة تفوق ارتباط ذرات الأوكسيجين والإيدروجين في جزيئاتها . وفي الحقيقة ترتبط ذرتا النيتروجين بشدة ببعضهما حتى إنهما نادراً ما تنفصلان لتتحدوا بأنواع أخرى من الجزيئات أو الترات .

والنتيجة هي أن جزيئات النيتروجين مرفعة أو متكبيرة (إذا جاز لنا أن نصفها بهذا التعبير) ، فهي لا تتفاعل مع معظم المواد الأخرى إلا إذا كانت تحت ظروف غير عادية . والغاز لا يحترق في الأوكسيجين ولا يساعد على إشعال أي شيء آخر تقريباً . وعادة ما يصف الكيميائيون النيتروجين بأنه عنصر «خامل» .

ولا يخطرن ببالك أن النيتروجين عديم الفائدة نظراً لخموله ، فإننا قد نحتاج بالذات لهذا الخمول . مثال ذلك : أن المصباح الكهربائي يحتوي على سلك معدني يسخن لدرجة التوهج إذا مر فيه تيار كهربائي . فإذا كان المصباح مملوءاً بالهواء ، يتعد المعدن الساخن لدرجة التوهج مع الأوكسيجين ويحترق في الحال . على ذلك،

فقد كانت تصنع المصابيح الكهربية في البداية بسحب كل الهواء منها، حتى تصبح خالية من أى غاز . وتسمى هذه الحالة من الفراغ « بالتخلخل »، ولكن حالة التخلخل لم تكن مرضية — فقد كان من السهل أن تبخر ذرات المعدن في هذا الجو والمخلخل ، مما يؤدي إلى تآكل هذا السلك المتوهج أكثر فأكثر حتى ينقطع . ولذا ملئت هذه المصابيح بالنيتروجين الذى يمكن الحصول عليه بكميات وافرة من الهواء السائل . ويعمل النيتروجين على الإقلال من تبخر السلك المعدنى ، وبما أنه خامل فلا خوف من أن يتحد مع المعدن . وهذا يعمل بدوره على إطالة عمر المصباح الكهربائى .

وتظهر بعض المشاكل عند لحام المعادن في درجات الحرارة العالية ، وذلك لأن المعدن المرتفع الحرارة يتحد مع أكسجين الجو . وبما أن موقد الإيدروجين المؤكسد لا يحتاج للهواء عند احتراقه (نظراً لأنه يخزن الأكسجين كما رأينا في الفصل الثانى) لذا يمرر تيار مستمر من النيتروجين لحماية المعدن من الهواء أثناء لحامه ، وبذا يبقى المعدن نقياً غير متحد ، حتى في درجات الحرارة العالية ، وتم عملية اللحام على الوجه الأكل .

دفع النيتروجين للعمل :

ومع أن غاز النيتروجين عديم النفع في الحياة ، فهناك بعض المركبات التى تحتوى على النيتروجين ، وهى من الضروريات الأساسية للحياة . وتحتوى معظم المواد الهامة في أجسامنا (وكل أجسام الكائنات الحية) على نيتروجين .

فمن أين يأتى هذا النيتروجين ؟ لا يمكن لنا ولا للحيوانات الأخرى والنباتات الحصول عليه من الهواء . ولا يمكن الاستفادة من النيتروجين الذى تتنفسه . والإجابة هى أننا نحصل عليه من مواد موجودة في الأطعمة التى تتغذى عليها . وتتكون بعض الأطعمة من اللحوم التى تحصل عليها من حيوانات أخرى ، وتحتوى هذه اللحوم على النيتروجين .

فمن أين جاءت هذه الحيوانات بالنيتروجين ؟ حصلت عليه بأكلها حيوانات أخرى تغذت على النباتات . وعلى ذلك إذا تتبعنا مصدر كل النيتروجين الموجود في أجسامنا وأجسام كل الحيوانات الأخرى لوجدنا أن مصدره هو النبات .

لمن أين يحصل النبات على النيتروجين ؟ يحصل عليه من مركبات معينة موجودة في الأرض. تحتوي جزيئاتها على ذرات نيتروجين . وتسمى هذه المركبات « بالنترات » . وملح البارود (النتر) الذي أشرت إليه في بداية هذا الفصل هو نترات .

ويتحلل الحيوان أو النبات بعد أن يموت . ومعظم النيتروجين الذي في الجسم يحفظ في التربة على شكل يمكن أن يستفيد منه النبات . وبهذه الطريقة تبقى التربة على خصوبتها . وتحتوي فضلات الحيوانات أيضاً ، مثل روث البهائم ، على النيتروجين في شكل يمكن أن يستفيد منه النبات . فالسباح على ذلك مخصب للتربة . وهو ذو أهمية كبيرة في المزارع البدائية إذ يخلط التبن مع مخلفات الأسطبلات ويخزن بعناية .

ويطلق على دورة مركبات النيتروجين المفيدة من الأرض إلى النبات ثم إلى الحيوان وثانياً إلى الأرض «دورة النيتروجين» . وتتوقف هذه الدورة في حالتين : أولاً ، عندما يتحلل جسم ميت أو تبقى فضلات الحيوانات كما هي ، فتتفصل بعض ذرات النيتروجين من المركب وتصبح جزيئات نيتروجين وتتسرب إلى الجو ولا يستفاد بها . وثانياً ، النترات الموجودة في التربة ، وهي قابلة للذوبان في الماء ، تنهب إلى البحر بعد ذوبانها في مياه الأمطار .

وما لم يقابل هذا النقص إمدادات جديدة من النيتروجين لكان مصير الحياة في هذه الأرض إلى القناء . لا بد أن بعض المركبات المحتوية على النيتروجين تدخل بطريقة أو أخرى إلى التربة . والهواء هو المكان الوحيد الذي تحصل منه هذه المركبات على النيتروجين الجديد . ولكن كيف ؟

وللإجابة على هذا السؤال نذكر مثلاً واحداً ، وهو الرعد . ففي كل مرة ينطلق فيها البرق نجد أن كل النيتروجين المجاور لهذا البرق يدفع إلى الاتحاد مع الأكسجين .

وتكفي الطاقة الناتجة من هذا البرق للقيام بهذه العملية الصحية . وتذوب مركبات النيتروجين والأوكسجين في مياه الأمطار مكونة مركباً يعرف باسم « حامض النتريك » . ويتكون جزئياً هذا الحامض من ذرة نيتروجين وذرة إيدروجين وثلاث ذرات أوكسجين . وعندما يختلط هذا الحامض بالتربة يتحول إلى نترات .

ويعتبر حامض النتريك من أقوى الأحماض ، وإذا استعمل بإهمال فقد يؤدي الجلد والعيون ، وتعتبر كمية الحامض الموجودة في قطرة من المطر من الصغر بحيث لا يلتفت إليها . ومع ذلك قد تساقط أعداد هائلة من قطرات الأمطار في كل أنحاء الأرض كل يوم . وتقدر كمية حامض النتريك التي ترسب على الأرض كل يوم من الرعد بحوالي ٢٥٠٠٠٠ طن .

وقد تبدو هذه الكمية كبيرة لأول وهلة ، ولكن إذا وزعت على جميع أنحاء العالم يتضح أنها ليست كذلك ، ولا تكفي لجعل دورة النيتروجين تتم بسرعة كافية . ومن حسن الحظ أن هناك إجابة أخرى تفوقها أهمية : ألا وهي البكتريا .

تعيش بعض أنواع البكتريا في التربة ويمكنها الاستفادة من جزيئات النيتروجين في الجو . ولا يمكن لأي كائن حي سواها أن يفعل هذا . وتعمل البكتريا على اتحاد النيتروجين مع أنواع أخرى من النترات لتكوين بعض المركبات التي يستفيد منها النبات . وتعيش هذه البكتريا في عقد موجودة في جذور بعض النباتات مثل الجبوب واللوية والبرسيم والفول السوداني . وقد قدرت كمية غاز النيتروجين التي تحولها البكتريا إلى مركبات بأربعين رطلا لكل فدان في السنة .

وحتى الرومانيون القدامى كانوا على علم بهذه الحقيقة وهي أن الأرض تزداد خصوبتها إذا ما زرعت بمثل هذه النباتات ثم حرثت بعدئذ ، ويكون محصول الزرع في العام التالي قوياً ووفيراً . وبلا جدال فإن كل الكائنات

في الحرب والسلام .

من الضمب كما أشرت سابقاً ، أن يتحد النيتروجين بالعناصر الأخرى ليكون مركباً ما . ولكن هذه المركبات سهلة الانحلال إذا ماتكونت فعلاً . وتترات النشادر مثال على ذلك ، ويحتوى الجزىء على ذرتين من النيتروجين وأربع ذرات من الإيدروجين وثلاث ذرات من الأكسجين ، ويبدو في الظروف العادية مجرد مادة بيضاء تشبه الأملاح غير الضارة .

ومع ذلك إذا سخن جزىء تترات النشادر تفسكك وانطلقت منه كمية كبيرة من الطاقة وهى بدورها تكفى لتحطيم الجزيئات المجاورة ومنها إلى غيرها . وفى أقل من لمح البصر تفتق كل كمية تترات النشادر بفرقة شديدة . وبذا تعتبر تترات النشادر من « المفرقات » — لاحظ الفرق بين تترات النشادر والإيدروجين: ينفجر الإيدروجين بأتحاده مع الأكسجين ، فإذا أبعدت عنه الأكسجين يمكنك التصرف فيه كما تشاء ، وبذا نجد أن تترات النشادر ليست فى حاجة إلى أى مساعدة وإنما تنفجر من تلقاء ذاتها .

وقد حدث فى ميناء تكساس بولاية تكساس سنة ١٩٤٧ أن انفجرت باخرة محملة بتترات النشادر فقضت على المدينة كلها وخربتها كما لو كانت قد رمتها أسراب من الطائرات بالقنابل .

وأهم المفرقات الأخرى هى « النيتروسييلوز » و « النيتروجليسرين » و « التريينيتروتولوين » . ولعلك تلاحظ كلمة « نيترو » فى كل اسم وهى تعنى أن الجزىء يحتوى على ذرات من النيتروجين . ولعلك تعرف « ثلاثى نيتروتولوين » بحروفه الأولى (ت . ن . ت .) .

وتستخدم المفرقات وقت السلم فى تفجير العوائق وإزاحتها لشق الطرق

والمناجم .. الخ . ويزداد استغلالها بالطبع في الحروب ، فهتم الدول أثناء الحرب بضمان تخزين كميات كبيرة من الفرقعات .

والنترات كمصدر للنتروجين من أهم المواد الخام اللازمة لصناعة الفرقعات . وقبل الحرب العالمية الأولى كانت صحراء جرداء في شمال شيلي هي المصدر الرئيسي للنترات ، فقد تراكت فيها النترات نتيجة لجفاف بعض البحيرات التي وجدت قبل التاريخ ، ولم تكن الأمطار كافية لغسل تلك الأملاح .

وسيطرت بريطانيا بعد الحرب العالمية الأولى على البحار مما جعل من السير على ألمانيا تسير البواخر المحملة بالنترات من شيلي وفك الحصار القائم عليها . وبدأت ذخيرة الألمان تنفذ كلما تقدمت الحرب ، وطاش صوابهم ، بينما النتروجين يملاً الجو وهو في متناول يد الجميع ومع ذلك لا فائدة فيه .

وقد اكتشف الكيميائي الألماني « فريز هابر » مخرجاً جديداً حيث وجد أن النتروجين يمكن أن يتحد مع الإيدروجين إذا خلطه بطريقة صحيحة وسخنا لدرجة حرارة عالية تحت ضغط مرتفع ، مع إضافة بعض الفلزات إلى المخلوط . ووجد أنه قد تكونت جزيئات تحتوي على ذرة نيتروجين وثلاث ذرات إيدروجين تحت هذه الظروف المعينة . ويسمى هذا المركب من الإيدروجين والنيتروجين « بالأمونيا » أو النشادر .

وحلت المشكلة بالحصول على الأمونيا . فمن السهل تحويل الأمونيا إلى نترات يتم إلى فرقعات . وبذا حصلت ألمانيا على كل حاجتها من الفرقعات ، واستمرت تحارب سنتين ، وكانت تكسب الحرب العالمية الأولى . ولولا طريقة « هابر » لاستسلمت ألمانيا سنة ١٩١٦ .

ويمكن الاستفادة بطريقة هابر في الأغراض السلمية . وتنتج الولايات المتحدة وحدها ٣٠٠.٠٠٠ طن من الأمونيا في السنة بهذه الطريقة من النتروجين من الهواء

الجوى والإيدروجين من الماء . ويمكن تحويل هذه الأمونيا إلى مفرقات وإلى السماد . ويستعمل المزارعون الآن سماداً كيميائياً نظيفاً بدلاً من اعتمادهم على فضلات الحيوانات .

غاز ذورائحة:

والأمونيا السابق ذكرها هي إحدى المواد الكيميائية اللازمة في المنازل . وهي غاز خفيف في درجة الحرارة العادية (يبلغ نصف ثقل الهواء) . وراه دائماً ذائباً في الماء مكوناً ما يسمى « ماء الأمونيا » ، وأحياناً يسمى « روح النشادر » ، ويستخدم لتنظيف الأسطح الزجاجية في المنازل .

والأمونيا لها رائحة على عكس النيتروجين والإيدروجين والأكسيجين . وهي رائحة تفاذة حادة مزعجة وغير سارة . وماء الأمونيا المادى المستخدم في المنازل ضعيف بدرجة لا تؤذى . أما المحاليل القوية المستخدمة في المعامل الكيميائية فيجب تناولها بحذر وبتهوية كافية .

وذوبان الأمونيا في الماء غير طادى ، فلا يوجد أى غاز ينوب في الماء بمثل سهولة الأمونيا . وتذكر أتى قلت لك في الفصل الأول إن الأكسيجين قليل الذوبان في الماء وإن الأسماك تعيش على الجزء المذاب . وفي الواقع يذيب لتر من الماء البارد ٣ بوصات مكعبة من الأكسيجين ، وبوصة ونصف بوصة مكعبة من كل من النيتروجين والإيدروجين . وتقس هذا الحجم من الماء يذيب ٦٠٠٠٠ بوصة مكعبة من الأمونيا . وستعرض فيما بعد لبعض الغازات الأخرى التي تنوب في الماء ولكن ليس لأى منها هذه المقدرة الفائقة في الذوبان .

وتسهل إسالة النشادر ، على عكس النيتروجين والأكسيجين والإيدروجين . وهو يتحول إلى سائل عند درجة ٢٨° فهرنيت تحت الصفر . بل ويمكن إسالته في درجة حرارة الغرفة العادية .

والغازات التي تسهل إسالها ذات فوائد كبيرة. فعندما يتبخر السائل يمتص الحرارة اللازمة له من الجو المحيط به. وهو يفعل هذا ليمد جزيئاته بالطاقة اللازمة لانطلاقها بعيداً عن السائل (فإذا وضعت نقطة من الماء أو من الكحول في كفك وتمسختها ببطء ، تلاحظ انخفاض درجة حرارة الجلد تحت السائل الذي يتبخر) .

وإذا تحول غاز الأمونيا تحت ضغط إلى سائل ، ثم خفف الضغط ليتبخر بسرعة ويتحول إلى غاز مرة ثانية، فإنه يمتص الحرارة من الهواء والأجسام المحيطة به . وإذا تكررت هذه العملية عدة مرات فإنه يستمر في امتصاص الحرارة . وقد بنيت الثلاجات الكهربائية على هذا الأساس ، وكذا تبقى آلات التجميد باردة . وتعتبر الأمونيا « مبرداً » ولكنها ليست أسلم أنواع المبردات ، لأنه إذا وجد ثقب في الأنابيب تسرب الغاز وأصبح غير مقبول بل وأحياناً خطيراً . ونظراً لأنه رخيص فهو يستخدم دائماً في الثلاجات الكبيرة الصناعية .

ويشبه سائل الأمونيا الماء إلى درجة كبيرة من الناحية الكيميائية . ويتنبأ بعض الأشخاص بوجود محيطات من الأمونيوم السائل في الكواكب التي تنخفض درجة حرارتها عن الأرض ، وقد يوجد نظام كيميائي متكامل (وربما بعض أشكال الحياة) يقوم على أساس الأمونيوم كما يقوم في الأرض على أساس الماء .

الغاز المضحك :

يتحد النيتروجين بالأكسجين (بشيء من الصعوبة) بطرق مختلفة . وأهم المركبات الناتجة غاز يسمى « أكسيد النيتروز » ويحتوى الجزيء منه على ذرتين من النيتروجين وذرة أكسجين .

ويتفكك أكسيد النيتروز بسهولة إلى نيتروجين وأكسجين . ويكون الأكسجين $\frac{1}{3}$ المخلوط الناتج . وبهذه النسبة يكون أعلى من نسبته في الهواء المحيط بنا ، حتى إننا لو أدخلنا شظية متقدمة في أنبوبة اختبار بها أكسيد النيتروز

فإنها مشتعل بلهب . فحرارة الطرف المتقد تفكك أكسيد النيتروز ويأتي الأكسجين الناتج على بقية الشظية .

وأكسيد النيتروز «مخدر» ، إذا استنشقه الإنسان (مخلوطاً مع الأكسجين) ، فقد أوى شعور بالألم . وقد بدأ استخدامه في التخدير في الأربعينيات من القرن التاسع عشر عندما جربه أحد أطباء الأسنان على نفسه . ولا زال يستعمله الجراحون وأطباء الأسنان حتى الآن . وأحياناً تكفي كميات قليلة من أكسيد النيتروز لإحداث تأثيرات غريبة على الناس تجعلهم يتصرفون بشكل هستيري . فقد يقاتلون أو يصرخون أو يضحكون . ولهذا يطلق غالباً على أكسيد النيتروز اسم «الغاز المضحك» ، وإن كان في الواقع لا يثير الضحك ، لأنه قد يقتل أيضاً . فالمنخدرات عموماً هي مواد تحتاج لعناية خاصة عند استعمالها . ويقوم أخصائي التخدير أثناء العمليات الجراحية بمراقبة تأثيرها ويعرف بخبرته الطويلة وتدريبه الدقيق ما يجب عليه عمله .

الفصل الرابع

الريانيوم العنصر ذو الاكتفاء الذاتي

													2
													10
													18
													36
													54

الاكتشاف في ضوء الشمس :

إن ضوء الشمس الأبيض ما هو في الحقيقة إلا خليط من كل الألوان الممكنة .
وإذا مر الضوء خلال مثلث زجاجي يسمى « المنشور » ، فإنه يخرج منه على شكل قوس قزح ، يعرف باسم « الطيف » .

وعند تسخين العناصر إلى درجة حرارة مرتفعة ، يتحلل الضوء الناتج بمروره في منشور زجاجي إلى خطوط مضيئة مختلفة الألوان . ولكل عنصر خطوطه

المميزة له . فإذا تعرفت على ترتيب هذه الخطوط في الطيف أمكنك الاستدلال على العنصر الذى يعطى هذه المجموعة بالنات من الخطوط . وقد تمكن الفلكيون بهذه الطريقة من معرفة أنواع العناصر الموجودة فى الشمس والكواكب الأخرى .

وقد لاحظ كل من عالمى الفلك « مير جانسن » الفرنسى ، و « سير جوزيف نورمان لوكير » الإنجليزى ، أثناء خسوف الشمس سنة ١٨٦٨ وجود خطوط غريبة فى الطيف لا تنتمى إلى أى عنصر معروف . واستنتج « لوكير » أنها لا بد أن تكون قد نتجت عن عنصر جديد أسماه « هيليوم » نسبة إلى كلمة « شمس » باليونانية .

وفى سنة ١٨٩٩ وبينما كان سير « وليام رامزى » ، الكيمياءى البريطانى ، يفحص أحد الغازات المتصاعدة من نوع من خام اليورانيوم ، اختبر نوع الضوء الناتج عند تسخينه . وقد أخذته الدهشة عندما اكتشف أن الضوء الناتج بمروره فى منشور زجاجى قد تحلل إلى نفس الخطوط التى اكتشفها لوكير فى ضوء الشمس . وهكذا أمكن اكتشاف عنصر فى الشمس قبل اكتشافه على الأرض بثلاثين عاماً .

والهيليوم هو العنصر رقم ٢ ويعتبر فى بساطة تركيبه الثانى بعد الإيدروجين . وهذا يفسر أنه ثانى العناصر انتشاراً فى العالم . وكما رأينا أن الإيدروجين يكون ٦٠٪ من مجموع الذرات فى العالم ، يكون الهيليوم أكثر من ٩٪ بينما مجموع كل الذرات الأخرى يقل عن ١٪ .

ويندر « جداً » وجود الهيليوم فى الأرض لنفس السبب الذى يجعل الإيدروجين نادراً « تقريباً » ، وهو غاز خفيف وذراته سريعة الحركة بحيث لا يتأثر بالجاذبية الأرضية . ويكثر الهيليوم فى الهواء المحيط بالكواكب الكبيرة البعيدة .

والهيليوم أندر وجوداً على الأرض من الإيدروجين . ويرجع ذلك أولاً إلى قلة المادة التى يمكن أن تبدأ بها ، وثانياً لأن ذرة الهيليوم عندها اكتفاء ذاتى ،

ولا تقبل للاتحاد بذرات أخرى . فحتى ذرات الهيليوم لا تتحد بعضها ببعض .
لذا نجد أن غاز الهيليوم يحتوي على ذرات منفردة تتحرك في عزلة تامة ، وعلى ذلك فالجزء « أحادي الذرة » ، بعكس غاز الأكسجين والهيدروجين والنتروجين حيث توجد ذرتان في الجزء الواحد ، يسمى « ثنائي الذرة » ، والأوزون « ثلاثي الذرة » .

وبينما تبقى بعض غاز الإيدروجين على الأرض بسبب اتحاده ببعض الذرات الثقيلة مكوناً مركبات ، فإن الهيليوم لم يكن أى مركب بالمرّة ، وعلى ذلك لم يتبق منه شيء .

غاز الأمان :

أنظر إلى الجدول الدوري (شكل ١) تجد العنصر رقم ٢ (الهيليوم) في مجموعة تتضمن العناصر رقم ١٠ و ١٨ و ٣٦ و ٥٤ و ٨٦ وهي تشابه جميعاً في بعض النواحي . وأهم تشابه بينها ، هي أنها جميعاً غازات ، وأن ذراتها لا تتحد بأى ذرات أخرى ولكنها أحادية الذرة . ولذا يطلق عليها جميعاً « الغازات الخاملة » . ويعتقد البعض أن هناك بعض الأرستقراطيين في هذه العزلة ، لذا تسمى هذه المجموعة أحياناً « الغازات النبيلة » .

وهذا الخمول يجعل تلك الغازات ذات فائدة في بعض النواحي أكثر من النتروجين . وقد رأينا أن بعض المعادن يتم لحامها تحت تيار من النتروجين . ولكن بعض المعادن تصبح نشيطة بالتسخين الشديد لدرجة أنها تتحد بالنتروجين ، ولذا يستبدل بالنتروجين غاز الهيليوم أثناء اللحام لأنه لا يتحد بأى شيء .

وكذا ، فنظراً لأن الغاز خفيف فهو بديل للهيدروجين في ملء المناطيد والبالونات . ومع أن وزن ذرة الهيليوم ضعف وزن ذرة الإيدروجين إلا أنها $\frac{1}{7}$ وزن الهواء . وتبلغ قوة رفع الهيليوم ٩٣٪ من قوة رفع الإيدروجين ، وهي

كافية . وزيادة على ذلك فللهيليوم أفضلية على الإيدروجين من ناحيتين : أولاً ، نظراً لأنه لا يشتمل في أى ظرف، فلا خوف من الاحتراق أو الانفجار . وثانياً ، بما أن ذراته أثقل من جزيئات الإيدروجين فلا خوف من تسربه من حقيبة الغاز بنفس سرعة الإيدروجين .

من أين نأتى بالهيليوم للمناطق ؟ حقيقة يوجد هيليوم في الهواء ولكن بنسبة ذرة في كل مليون ذرة . ولكن جمع هذه النسبة الضئيلة من الهواء (وهو خليط من النيتروجين والأكسجين) بكمية تكفى للماء حقائب المنطاد الضخم ، ستكلفنا الكثير . كما أننا نحصل على الهيليوم من آبار الغازات والزيوت في جنوب الولايات المتحدة . وتنتج هذه الآبار خليطاً من الغازات القابلة للاشتعال يسمى « الغاز الطبيعي » ، ومنها يمرر في أنابيب لاستعمالها في الطهو في المنازل . وبعضها ينتج الهيليوم أيضاً . وقد تبلغ نسبة الهيليوم ١ أو ٢ / من مجموع الإنتاج ، ولكن طريقة فصله عن الغاز الطبيعي سهلة للغاية . وكانت الولايات المتحدة الدولة الوحيدة التي تمتلك كميات وافرة من الهيليوم تستعملها في ملء المناطيد وما يفيض عن حاجتها تبيعه للدول الأخرى ، وقد امتنعت الولايات المتحدة عن بيعه لألمانيا سنة ١٩٣٠ لأسباب سياسية ، وعلى المنطاد « هندبيرج » بالإيدروجين ، وفشلت المناطيد - حتى بعد ملئها بالهيليوم - لأنها تتعرض للتحطيم إذا ما حاصرتها العواصف .

والهيليوم أقل ذوباناً من كل الغازات المعروفة . ويبلغ أقل من نصف ذوبان للنيتروجين . لذا يزود الغطاسون في أعماق البحار بنوع معين من الهواء ، يتكون من ٢٠ / أكسجين ، مثل الهواء العادى ، و ٨٠ / هيليوم بدلاً من النيتروجين . وكل الغازات الخاملة خائفة وليست سامة ، والهيليوم أقل ضرراً من النيتروجين لأنه أقل ذوباناً في الدم والأنسجة ، ويمكن رفع الغطاس بسرعة إلى سطح الماء بدون خطر يذكر .

ومخلوط الهيليوم والأكسجين أخف من النيتروجين والأكسجين، لذا يسهل إدخاله وإخراجه من الرئة، ويمطى أحياناً للمرضى المصابين بالربو أو الذين يجدون صعوبة في التنفس أثناء تخديرهم .

ونظراً لخفته يستخدم في الأتفاق الهوائية. ومع أنه مرتفع التكاليف إلا أنه يمكن سحبه بسرعة كبيرة أسهل من الهواء العادى . (فالهواء أثقل بكثير من الهيليوم) ويمكن اختبار احتمال الطائرات بغاز الهيليوم السريع الحركة .

فإذا اشترت بالوناً طائراً في الأعياد والاحتفالات في أمربك فاعلم أن الهيليوم بين يديك لأنه هو الغاز الذى ملئت به البالونات .

أكثر درجات الحرارة انخفاضاً :

هناك مقاييس حرارة عديدة . ولكن أكثرها انتشاراً في الولايات المتحدة هو المقياس الفهرنيتى . فيذوب الثلج عند درجة ٣٢، ويغلى الماء عند درجة ٢١٢، ودرجة حرارة الحجره ٧٥، وتتراوح درجة حرارة الجسم بين ٩٨ و ٩٩ درجة .

أما في الدول خارج الولايات المتحدة مثل بريطانيا العظمى وأجزاء من الكومنولث البريطانى فيستخدم مقياس الستيجراد. فيذوب الثلج عند درجة الصفر، ويغلى الماء عند درجة ١٠٠، (وهذا النظام ملائم تماماً)، وتصبح درجة حرارة الحجره ٢٥ درجة، ودرجة حرارة الجسم ٣٧ درجة تقريباً. وعلى ذلك فشكل درجة سنتيجراد من المقياس المتوى تعادل ١٫٨ من المقياس فهرنيت . ويستعمل كل العلماء في العالم بما في ذلك الولايات المتحدة وبريطانيا العظمى المقياس المتوى فقط.

ولا شك أنك تذكر أن الجزيئات في حالة حركة دائمة على شكل اهتزازات. وكلما زادت درجة الحرارة زادت سرعة حركتها . وكلما قلت درجة حرارتها، قلت

حركة اهتزازها . فهل هناك درجة حرارة منخفضة جداً بحيث تقف عندها
حركة الجزيئات ؟

نعم تسمى درجة الحرارة التي تتوقف حركة الجزيئات عندها «بالصفر المطلق» ،
وهو أقصى درجة منخفضة تصل إليها درجة الحرارة . والصفر المطلق يقل عن
الصفر المئوي بـ ٢٧٣ درجة ، ودرجة الحرارة هذه هي الصفر على التدرج المطلق . ويتساوى
حجم الواحدة على كل من التدرجين المئوي والمطلق . فعلى التدرج المطلق يذوب
الثلج عند درجة ٣٢ ، ويغلي الماء عند درجة ٣٧٣ ، ودرجة حرارة الجو ٢٩٨
درجة ، وحرارة الجسم ٣١٠ درجة مطلقاً .

ولكن ذرات الهيليوم تختلف عن غيرها في أنها لا تتحد مع ذرات من نفس النوع
لتكوين سائل إلا إذا كانت درجة الحرارة منخفضة جداً بحيث تكاد الذرات
لا تتحرك عندها . ولذلك فمن الصعب جداً إسالة الهيليوم .

وإذا اعتبرنا أن الصفر على التدرج المطلق حد أقل الدرجات الحرارية الممكنة ،
فتجد أن الأكسجين يسيل عند درجة ٩٠ ، ويجب زيادة تبريد النيتروجين حتى
يسيل عند درجة ٧٨ . والإيدروجين أصعب بكثير ، فيجب تخفيض درجة الحرارة
إلى ٢٠ ، ولكن لن يسيل الهيليوم إلا إذا وصل إلى انخفاض يصل إلى ٤ درجات .
وعندما تصل درجة الحرارة إلى درجة واحدة فقط يتحول الهيليوم إلى صلب تحت
ضغط مرتفع .

وتحدث أشياء غريبة عند درجة الحرارة المنخفضة التي يسيل عندها الهيليوم ،
فتفقد بعض المواد ، مثل الزئبق والرصاص ، كل مقاومتها للتيار الكهربائي ويمكنها
أن تنقل التيار الكهربائي إلى الأبد وتسمى هذه الحالة « فوق التوصيل » . وتفقد
المواد « فوق — موصلة » ، مع ذلك ، هذه الصفة إذا مر بها الكثير من الكهرباء .

وتصنع بعض المحولات الكهربائية من أسلاك رفيعة مثل الشعر بحيث يمر بها تيار ضعيف وينقطع في درجة حرارة الهيليوم السائل أثناء اكتسابها وفقدتها لخاصية فوق التوصيل . وهي تسمى كريتروونات . وقد تستفيد الآلات الحاسبة في المستقبل بهذه المحولات الصغيرة . عندئذ تصبح هذه الآلات والتي في حجم الحجرات الكبيرة من الصغر بحيث توضع على مكتب وبالطبع لا بد أن تعمل في سائل الهيليوم حتى تعمل .

ويكتسب الهيليوم نفسه هذه الخاصية الغير عادية تحت درجة ٢.٢ . وقد أطلق عليه اسم خاص هو هيليوم ٢ . ويوصل هيليوم ٢ الحرارة بسرعة أكبر من أى مادة أخرى . بل ويمكنه أن ينفذ من الثقوب الصغيرة جداً التي لا يمكن أن ينفذ منها الهواء . وهو يغلف الزجاج ويطفو إلى أعلى على جوانب الكاس ثم يعبر الحافة ويسيل على الجوانب وتسمى مثل هذه الظاهرة « فوق السيولة » ويمدئ الكيميائيون اهتماماً خاصاً بهذه الظاهرة الغريبة ، وهم يبحثون عن نظريات جديدة لتفسيرها . أما سائل الهيليوم فوق درجة ٢.٢ فهو لا يظهر أياً من هذه الصفات ويسمى هيليوم .

الغاز الخامل الأول :

اكتشف « لورد رالي » الغاز الخامل الأول سنة ١٨٩٤ . (اكتشفه سيروليم رامزي بعد ذلك بأربع سنوات على الأرض) .

وكانت أول إشارة لوجوده في سنة ١٧٨٥ عندما أجبر العالم البريطاني « هنرى كافندش » كميات كبيرة من النيتروجين على الاتحاد بالأوكسجين بواسطة إمرار شرارة كهربائية في هذا المخلوط . وقد وجد أن كمية الغاز لم تتحد مهما فعل .

وقد وجد رالي - بعد ذلك بمائة عام - أن النيتروجين المحضر من الهواء أثقل

قليلاً من النيتروجين المحضر من المواد الكيميائية. وجزم بأن الهواء لا بد أن يحتوي على عنصر غير معروف أثقل من النيتروجين . وقام هو ورامزي بتقطير الهواء السائل تقطيراً جزئياً بدقة ووجدوا العنصر الجديد : وكان هو العنصر رقم ١٨ . ونظراً لأن ذراته رفضت الاتحاد بذرات أخرى فقد أسماه « أرجون » : مشتقاً من كلمة يونانية تعني « الكسول » .

والأرجون هو أكثر الغازات الخاملة انتشاراً ، ويكون ١/١٠ من الهواء تقريباً . ويستخدم الآن في المصابيح الكهربائية بدلاً من النيتروجين ، فهو أخف منه وأقل تأثيراً على الأسلاك الساخنة البيضاء . ويستخدم كذلك في عمليات اللحام بدلاً من النيتروجين لنفس السبب .

أضواء بروودواي :

اكتشف « رامزي » ثلاثة غازات خاملة أخرى في الهواء الضائل في التسعينيات من القرن التاسع عشر . وسمى العنصر رقم ١٠ « نيون » : مشتقاً من كلمة يونانية تعني « جديد » ، كما اقترحه ابنه البالغ من العمر ١٢ عاماً . وسمى العنصر رقم ٣٦ « كريبتون » : مشتقاً من كلمة يونانية تعني « مختبئ » . وسمى العنصر رقم ٥٤ « زينون » : مشتقاً من كلمة يونانية تعني « غريب » .

وكلما زاد تعقيد ذرات الغاز الخامل كان من الممكن إسالته . فيغلي النيون في درجة ٢٧ المطلقه - أعلى قليلاً من الإيدروجين ، ويفلي الأرجون عند درجة ٨٧- أقل قليلاً من الأكسجين ، ويفلي الكريبتون عند درجة ١٢٠ ، ويفلي الزينون عند درجة ١٦٦ . (ولن أناقش الآن العنصر رقم ٨٦ ، فهو أكثر الغازات الخاملة تعقيداً ، وسأتناوله بتوسع في نهاية الكتاب) .

والغازات الخاملة كلها نادرة باستثناء الأرجون : إذ يحتوي مليون قدم مكعب من الهواء على ٩٣٤٠ قدماً مكعباً من الأرجون و ١٨ قدماً مكعباً فقط من النيون

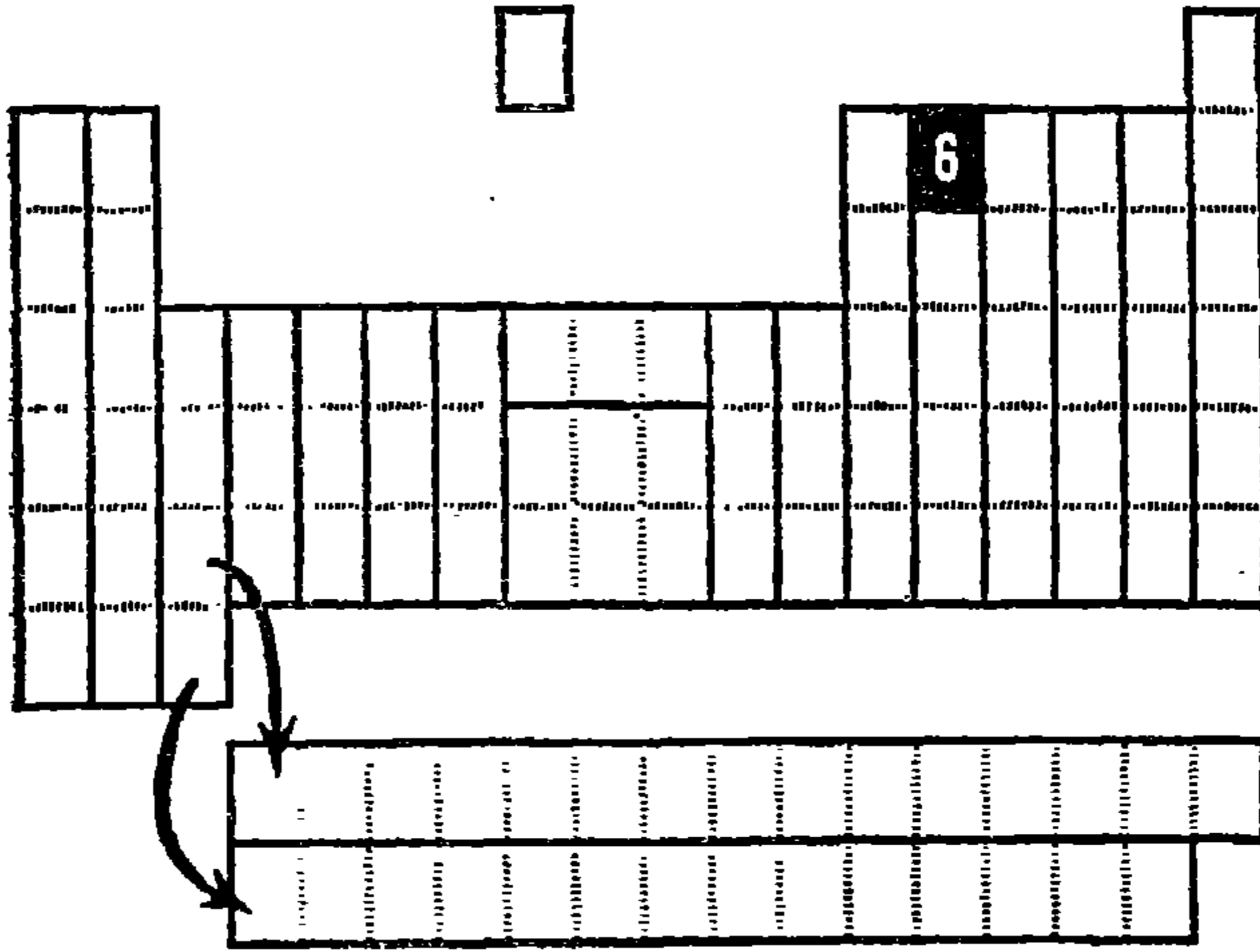
و١٥ قدماً مكعباً من الهيليوم ، وقدم مكعب من الكريبتون ، ومجرد ١٢ بوصة مكعبة من الزينون . وإتنا لنحصل على كميات كافية من هذه الغازات من الهواء السائل لاستخدامها في غرض طريف . وذلك عند وضعها في أنابيب طويلة يمكن تشكيلها في أشكال مختلفة أو كلمات ، وبإمرار تيار كهربائي خلالها تنتج ألواناً زاهية فيعطى النيون لوناً أحمر برتقالياً زاهياً . وقد خلع اسمه على « أضواء النيون » التي تلو مدينة بروودواي وشوارع المدن الأخرى . ويعطى الكريبتون لوناً أخضر ، والزينون لوناً أزرق أو أخضر ، وقد تضاف غازات أخرى لإحداث تأثيرات لونية أخرى .

والزينون غاز ثقيل بشكل خاص ، وتوقف ذراته المعقدة أشعة إكس تماماً . وإذا أخذ بعض الأشخاص نفساً عميقاً من الزينون قبل أن يتعرض لعمل أشعة (X) على صدره فإنها ستعطى تفاصيل مفيدة عن الرئتين . والزينون يرفع درجة حرارة السلك الرفيع في المصابيح الضوئية وبذا يزيد من توهجها .

البياب الخامس

الكربون

عنصر الحياة



الصخرة التي تَحترق :

توجد العناصر التي سبق شرحها في هذا الكتاب إما كذرة منفردة أو جزيء مكون من ذرتين ، وهذه العناصر يصعب إسمائها نظراً لأن ذراتها وجزيئاتها لا تنجذب لبعضها بسهولة ، وتستمر كغاز في درجة الحرارة العادية .

ولكن ذرة عنصر « الكربون » رقم 6 ترتبط بشدة ببعضها - فكل أربع ذرات مترابطة ببعضها من ناحية ومرتبطة بمجموعات أخرى من أربعة من ناحية

أخرى . وهكذا ترتبط كل الذرات في كتلة واحدة . وبدلاً من أن نجد صعوبة في جمعها نجد صعوبة في فصلها عن بعضها . وهذا يعني أن الكربون جسم صلب في درجة الحرارة العادية ، ويبقى صلباً حتى إذا سخن لدرجة الاحمرار ، ويمكن إيسائه فقط عند درجة ٣٥٠٠ مئوية . وهو بهذا له أعلى درجة انصهار بالنسبة لكل العناصر .

وإذا رأيت « الفحم » فقد رأيت الكربون . فقد اشتق اسم « الكربون » من الكلمة اللاتينية التي تعنى الفحم .

والفحم أسود اللون وصلب وله لمعان ويحترق . وقد عرف من قديم الأزل ، وغالباً ما كان الإنسان يتدهش عندما يرى صخرة سوداء تحترق . وليس من السهل الإبقاء على قطعة فحم مشتعلة ، فهي تحتاج لمهارة . لذا استمر الإنسان يستعمل الخشب في إيقاد النار إذ أنه يسهل الحصول عليه ، ولم يكن إشعاله مشكلة بالرة . ولم ينتشر استعمال الفحم إلا في المائتي عام الماضية ، واستخدم في تدفئة المنازل ، وإمداد المصانع بالطاقة ، وفي صناعة الصلب ، وفي توليد الكهرباء . الخ .

ووصلت أهمية الفحم إلى قمها سنة ١٩٠٠ . ومنذ ذلك الوقت ابتدأت أهمية البترول تزداد في نواح عدة . وسوف تلعب الطاقة الذرية دوراً متزايداً في المستقبل . وحتى يومنا هذا فإن أى إضراب للعمال في مناجم الفحم له خطورته ، فيرتب على نقص الفحم توقف مصانع الصلب والسكك الحديدية والمصانع .

والذرات المكونة للفحم كانت أصلاً جزءاً من أجسام صلبة . وتحتوى كل الذرات الحية على الكربون ، وهو يكون ١٠٪ من ذرات جسم الإنسان .

ويتكون جسم الإنسان والنبات أساساً (٩٩٪ منه) من أربعة أنواع من الذرات : الكربون ، والإيدروجين ، والأكسجين ، والنيتروجين . وعندما تموت النباتات التي تنمو في المستنقعات فإنها تتحلل ببطء تحت الماء الذي وقعت

فيه . وتفكك الجزيئات المعقدة المكونة من كربون وإيدروجين وأكسجين ونيروجين إلى جزيئات أبسط ، قد تكون على شكل غاز مثل النيتروجين أو الأمونيا ، أو سوائل مثل الماء تنفصل من النبات المتحلل ، وبذا تتشرب ذرات الإيدروجين والأكسجين والنيتروجين . وتنفصل كذلك بعض ذرات الكربون على شكل جزيئات بسيطة ولكن وتبقى غالبية الكربون مكانها .

هكذا يتضح أن المواد النباتية المتحللة تتكون من كربون . وتبدأ « بالخشب » الجاف الذي يكون الكربون ٥٠٪ من وزنه . وتحول في المرحلة الأولى من التحلل إلى مادة يسكون الكربون ٦٠٪ منها ، ثم يترك ليتحلل ببطء بعد تغطيته بالطين والتراب . وعندئذ يتكون « ليجنيت » ، وهو يتكون من ٦٧٪ كربون (ويطلق على أحد أنواع الليجنيت الصلبة السوداء القابلة للصقل لدرجة اللعان « الكهرمان الأسود » ، ويستخدم في الزينة . ولا يستعمل كثيراً الآن . ولكننا ما زلنا نضف الأشياء الخالكة السوداء بأنها سوداء مثل « الكهرمان الأسود » . وإذا غمر بالمزيد من الطين ، عجل ضغط التراب عملية التحلل . ويتكون فحم بيتوميني يبلغ الكربون فيه ٨٨٪ . وتنتهي العملية بتكوين فحم الأثراسيت ، ويبلغ الكربون ٩٥٪ منه .

وتحترق الأخشاب بسهولة لأن جزيئاتها تفكك بالتسخين إلى جزيئات أبسط ، وهي التي تتصاعد على شكل غازات مشتعلة . وهذه الغازات سهلة الاشتعال . ولهب الخشب لونه أصفر ومدخن . ولما كان الفحم يتكون تحت الأرض ، فإن الغازات المتضاعدة تقل باستمرار . ومن الصعب إشعال الفحم ولكن ما أن يشتعل حتى ينتج لهباً أفضل ذا حرارة أكثر ارتفاعاً من نيران الخشب . وينتج رطل الفحم ضعف الحرارة التي ينتجها رطل الخشب .

ولهب فحم الأثراسيت غير مدخن تقريباً . والفحم البتيوميني يحتوي على

ذرات أخرى غير الكربون ، لذا فلهذه مدخن نوعاً . وإذا استعملنا جميعاً الفحم البتيوميني في أفراننا ، يصبح لهبه غير مريح وخطير على الصحة . لذا يفضل الناس استعمال فحم الأنتراسيت في منازلهم .

ويوجد الفحم البتيوميني بوفرة أكثر من الأنتراسيت . والمصانع وأفران الصلب التي تحتاج لكميات كبيرة من الفحم تستعمل الفحم البتيوميني . فلا غرو أن نجد مدينة مثل بتسبرج ، من أشهر المدن في صناعة الصلب ، يحيلها الدخان إلى ليل دائم . وتكون جزيئات الفحم الغير محترق في الهواء — والناجمة من حرق الفحم — سناجاً أسود يزيد من قذارة المدن بشكل أكثر مما كان عليه الحال عند استعمال الخشب للوقود . ويترسب كل عام على مدتنا حوالي ٤٠٠ إلى ٥٠٠ طن من السناج على كل ميل مربع .

ويحتاج تكوين الفحم إلى الكثير من حياة النبات . وقد وجد أن طبقة الفحم التي ممكها قدم واحد تحت الأرض تحتاج إلى عشرين قدماً من النبات المتحالي . فإذا تذكرت أن هناك ملايين الملايين من أطنان الفحم تحت الأرض ، فتصور عندئذ الأعداد اللانهائية من الغابات التي لا بد أنها ماتت وتحللت لتكون هذه الكمية من الفحم ، ومئات الملايين من السنين التي احتاجتها لإحداث هذا التغير .

ولا يستخدم حرق الكربون من أجل الحصول على الحرارة فحسب . فإذا مر تيار كهربائي بين قضيبين متقاربين من الكربون ظهرت شرارة في الفجوة التي بينهما ، لأنه ينتج عندئذ احتراق بطيء للكربون يصاحبه ضوء أبيض قوى . وتستخدم « مصابيح القوس » هذه في أجهزة السينما والفانوس السحري لإعطاء ضوء ساطع بحيث تظهر الصورة بوضوح على الشاشة الكبيرة .

الصناعة المحلية للفحم :

قبل انتشار استخدام الفحم ، وعندما كانت النباتات تمتد على مساحات شاسعة في أوروبا ، كان الناس يقومون بعمل الفحم بأنفسهم وخصوصاً أن الخشب

كان أرخص مما هو الآن . ويتم ذلك بدفن كميات كبيرة من الخشب في حفرة وتغطيتها بالتراب ثم إشعالها . ولو اشتعل هذا الخشب في الهواء الطلق ، فإنه يحترق ولا يترك سوى رماد . أما تحت التراب ، فيتبقى جزء كبير من الفحم الغير محروق نتيجة لقلّة الأكسجين . ونجد بعد إزاحة التراب أن الجزء الأكبر من المادة السوداء المتبقية هو فحم نقي . ويسمى مثل هذا الفحم « بالفحم النباتي » ، ويشبه الفحم في أنه يحترق ببطء وفي أن له درجة حرارة عالية وأنظف من الخشب العادي .

ولكن هذه الطريقة غير اقتصادية ، فيراعى الآن عند صناعة الفحم النباتي تسخين الخشب بعزل من الهواء ، للاستفادة من السوائل والغازات الناتجة .

ويتميز مسحوق الفحم النباتي بمقدرته على « امتصاص » أنواع مختلفة من الجزيئات . وهذا يعني أن بعض أنواع الجزيئات تلتصق بشدة بسطح الفحم النباتي وعادة يزداد التصاقها كلما كبر حجمها . ويسمى أحياناً مسحوق الفحم النباتي « الفحم النباتي المنشط » .

ويستخدم الفحم النباتي المنشط في إزالة الألوان . وفي عملية تكرير السكر مثلاً ، لا تزال الشوائب البنية اللون إلا في المرحلة الأخيرة فقط . (ويمكنك شراء درجات مختلفة من السكر الأحمر الذي يترك فيه عن عمد بعض الشوائب لإكسابه نكهة خاصة) .

وجزيئات الشوائب البنية أكبر من جزيئات السكر . فعند إضافة الفحم النباتي المنشط إلى العصير المحتوي على السكر ، تلتصق الشوائب بسطوح أجزاء الفحم الميكروسكوبية في حين لا يلتصق السكر بها ويبقى أبيض نقياً بعد إزالة الفحم النباتي ، وبعد تبخير العصير . وهكذا نحصل على مادة بيضاء في النهاية بعد إضافة المسحوق الأسود إلى العصير البني .

ويستخدم الفحم النباتي المنشط في الأقمعة الواقية . فيسحب الهواء خلال

المرشح المحتوى على الفحم النباتى قبل أن يصل إلى الأنف والرئة . فيمر الأوكسجين والنيتروجين بسهولة. أما الغازات السامة ذات الجزيئات الكبيرة نوعاً فتتخلف ملتصقة بجزيئات الكربون النباتى الصغيرة .

ويسمى مسحوق الكربون « بالسناج » . ونظراً لشدة سواده يستخدم فى صناعة الحبر الصينى ، وحبر الطباعة ، وورق الكربون . كذا يضاف للمطاط لتقويته . وهذا يفسر لون عجلات السيارة الأسود .

أضداد ولكنها توأم :

تنظم ذرات الكربون فى الفحم النباتى كما يحلو لها تبعاً لوجودها فى الخشب الأسمى . وتسمى الأجسام الصلبة التى توجد الذرات فيها بشكل غير منتظم « غير متبلورة » . أما الأجسام التى تنتظم فيها الذرات فى خطوط منتظمة وعواميد فتسمى « متبلورة » .

ويعتبر « الجرافيت » نوعاً متبلراً من الكربون . وتوجد رواسب الجرافيت فى الأرض . وكذا يمكن عمل الجرافيت من الكربون ، وذلك بتسخين الفحم بواسطة إمرار تيارات كهربائية فيه تحت ظروف خاصة . وعندئذ تنتظم ذرات الكربون يطة فى شكل منتظم .

والجرافيت ، مثل الكربون ، أسود اللون ويحترق بتسخينه عند درجة ٧٠٠ مئوية ، ولكنه يصبح خاملاً فى الدرجات الأقل . ولذا يستخدم فى طلاء المواقد دون أى خوف من احتراقه .

وتوجد الذرات فى الجرافيت على شكل طبقات منتظمة ، وتميل هذه الطبقات إلى الانفصال عن بعضها على شكل صفائح رقيقة . وتنزلق هذه الصفائح بسهولة على بعضها وهذا ما يعطى لمسحوق الجرافيت ملمساً دهنياً ، ويستخدم فى « التشحيم » .

وإذا وضع مسحوق الجرافيت بين جسمين من الصلب يحتسكان ببعضهما فإنه يمنع الاحتكاك لأنه سيغلف كلاً من سطحى الاحتكاك ، ويجعلهما سهلي الانزلاق . ونظراً لأن صفائح الكربون تنفصل بسهولة ، فإنها تترك أثراً على الورق إذا مرت عليه — وكلمة « جرافيت » مشتقة من كلمة يونانية تعنى « يكتب » . وتتكون الآثار المتبقية بالطبع من صفائح رقيقة من الجرافيت . ويتكون « الرصاص » الموجود في القلم الرصاص من جرافيت مخلوط بالطفل . ويعمل الطفل على تقوية الجرافيت وتقليل انكساره .

ومع أن ذرات الكربون موضوعة بشكل منتظم في الجرافيت ، إلا أنها ليست متقاربة بما فيه الكفاية . فكثيراً ما تتعرض كتل الكربون الموجودة في أغوار بعيدة من الأرض ، لحرارة وضغط مرتفعين جداً . عندئذ تقرب ذرات الكربون من بعضها تحت تلك الظروف .

وهكذا يتكون نوع آخر من الكربون المتبلر . ومع أن هذا النوع المتبلر الجديد هو كربون نقي مثل الجرافيت ، إلا أنه يختلف عنه تماماً في المظهر . فبينما الجرافيت أسود اللون وعلى شكل صفائح رقيقة ، فإن هذا النوع الجديد عديم اللون وشفاف . والجرافيت ناعم الملمس ويستخدم في التشحيم . وهذا النوع الجديد من أصلب المواد المعروفة . وإذا سحق ووضع بين الأجزاء المتحركة من الآلة فإنه يحطم كل شيء يلمسه . ويوصل الجرافيت الكهرباء ولذا تستخدم قضبان الجرافيت في صناعة البطاريات الجافة (مثل البطاريات الضوئية) ، أما النوع الجديد فلا يوصل الكهرباء . والجرافيت كثير الانتشار ويستعمل في صناعة أقلام الرصاص . والنوع الجديد نادر ويستخدم في صناعة الحلي .

والنوع الجديد الذي أتحدث عنه هو « الماس » .

نعم فالماس هو نوع من الكربون ، مثله في هذا مثل الجرافيت والفحم العادي .
ويكمن الفرق الوحيد في الطريقة التي تنتظم بها الذرات . ولو سخن الماس إلى
درجات الحرارة العالية فإنه يحترق تماماً كما يفعل الكربون . وطبعاً لن يفكر
إلا القليلون في هذه التجربة .

والماس والجرافيت أنواع متآصلة للكربون مثل الأوزون والأكسجين .

وقد سبق أن ذكرت في الفصل الرابع أن ضوء الشمس يتحلل بمروره في
منشور زجاجي إلى ألوان مثل قوس قزح . ويحدث هذا لأنه يكسر أو يشي
الأشعة الضوئية التي تسقط عليه بزاوية ما . وهو يكسر الضوء المحتوي على عدة
ألوان بدرجات متفاوتة ، وتخرج الألوان المختلفة المكونة لضوء الشمس من
المنشور في أما كن مختلفة من السطح الآخر من المنشور وتكون قوس قزح .

وتفعل كل المواد الشفافة نفس الشيء بدرجات متفاوتة ، حتى نقط الماء
المعلقة في الهواء تفعل نفس الشيء ، وهذا يفسر ظهور قوس قزح عند ظهور
الشمس بعد الأمطار .

وكما زادت مقدرة الجسم على انكسار الضوء ، زادت ألوان قوس قزح .
ويكسر الماس الضوء بشكل كبير بل أكثر مما يفعل الزجاج أو الماء ، وهذا
يعنى أنه إذا شطر الماس بطريقة صحيحة ، تألقت منه ألوان عديدة عند تحريكه
في الضوء ، ألوان خاطفة من الأحمر الزاهي إلى الأزرق والأخضر ، وألوان أخرى
تعطى الماس مظهرًا جميلًا .

أما قطع الزجاج الشبيهة بالماس فينقصها هذا البريق ، ويطلق اسم «الطبخ»^(١)

على عجينة الزجاج المستعملة لتقليد الماس . وقد تضاف شرائح معدنية في قاع الطبخ لزيادة لمعانه وتسمى « أحجار الراين (١) » .

وتعتبر جنوب أفريقيا أهم مصدر لكل ماس العالم ، فهي تنتج ٩٦ ٪ منه . وتنتج أغنى مناجم الماس أوقية واحدة من كل ٦٠ طن من الصخور . وقد حاولت معامل شركة جنرال إلكتريك سنة ١٩٥٥ إنتاج قطع صغيرة من « الماس الصناعي » ، وذلك بتنظيم الظروف الضرورية من الضغط والحرارة : وهي تشبه تماماً الماس الطبيعي الموجود في الأرض من الناحية الكيميائية . وإنما لتجنّب إذ نطلق عليها اسم « ماس صناعي » إذ أنها في الواقع ماس حقيقي .

والماس أهمية في الصناعة ، فنظراً لأنه من أصعب المواد المعروفة ، يستخدم في المثاقب والآلات التي تعمل على تصميم وتشكيل وقطع وصقل المعادن الصلبة . وإذا سحق الماس وألصق بعجلة تدور بسرعة وقربت مادة ما منها ، فإنها تتآكل بواسطة جزيئات الماس الصلبة . ويمكن تشكيل وتلميع الماس بنفس الطريقة . (والواقع أن هذه هي الطريقة الوحيدة لتشكيل وتلميع الماس)

ومن المؤكد أنه لا يستخدم أحسن وأبقى أنواع الماس في الصناعة نظراً لارتفاع ثمنه . ومع ذلك فمن بين عشرين ماسة نجد واحدة فقط تصلح لصناعة الحلي . أما الماس المستخدم في الصناعة فهو الغير تقي والذي لم تتم فيه عملية التحول من جرافيت إلى ماس ، وبذا يبقى لونه أسود لاحتوائه على ٢ — ٤ ٪ جرافيت ، ويسمى كاربوراندم (٢) أو بورت (٣) . ومع أن قيمته أقل مما يستعمل في الحلي إلا أن له نفس صلابة الماس — وهذا ما تحتاج إليه الصناعة .

Rhine stones (١)

Carborundum (٢)

Bort (٣)

ملايين المركبات .

عندما يتحلل الخشب تحت الماء نجد أن بعض الكربون لا يتخلف بل يتسرب على شكل مركب مع الإيدروجين ، فتتحد ذرة الإيدروجين بأربع ذرات من الكربون لتكوين جزيئات تعرف كيميائياً باسم « ميثان » ، وهو غاز في درجة الحرارة العادية . ونظراً لظهوره فوق المستنقعات (المياه التي تحتوى عادة على خشب متحلل) فقد أطلق عليه اسم « غاز المستنقع » .

ولا يتسرب بعض غاز الميثان بل يحتفظ به الفحم بمجرد تكوينه . وأثناء استخراج الفحم من المناجم يتصاعد الميثان في جو المنجم أثناء تكسير الفحم . وهذا له خطورته ، فمع أن غاز الميثان غير سام إلا أنه خافق ، وهو ينفجر أيضاً في الهواء مثل الإيدروجين ، ويسميه عمال المناجم « النار الرطبة » (١) .

وتختلف ذرة الكربون عن كل النرات الأخرى في نوع الجزيء الذي تكونه . فتتحد معظم النرات لتكون جزيئات صغيرة لا يزيد عدد ذراتها عن الإثنتى عشرة تقريباً . أما ذرات الكربون فهي تتحد لتكون سلاسل طويلة أو حلقات أو الإثنين معاً . فقد تتكون الجزيئات المحتوية على الكربون من مئات وآلاف وحتى ملايين من النرات . والكربون هو العنصر الوحيد الذي يكون جزيئات كبيرة ومعقدة بدرجة تجعل الحياة ممكنة . ولهذا يسمى بحق « عنصر الحياة » .

ويتخلف أحياناً كل من الكربون والإيدروجين عند تحلل الخشب، ويتحدان على شكل مركبات عديدة تتكون من سلاسل وحلقات من الكربون المضاف

إليه الإيدروجين . وتسمى هذه المركبات المكونة من الكربون والإيدروجين « بالإيدروكربونات » .

والبتروول هو أحد المواد الموجودة في الطبيعة والذي يتكون أساساً من إيدروكربونات . ولم يتأكد العلماء بعد مما إذا كان كل ناتج العالم من البتروول مصدره تحلل الخشب ، كما هو الحال بالنسبة للفحم . ويحترق البتروول مثل الفحم ، ونظراً لأنه سائل فهو أسهل احتراقاً . ويمكن فصل المركبات الإيدروكربونية المختلفة الموجودة في البتروول بواسطة التقطير الجزئي (كفصل الأكسجين والنتروجين من الهواء السائل) . وتغلي الإيدروكربونات ذات الجزيئات الصغيرة في درجات حرارة منخفضة . أما الإيدروكربونات ذات الجزيئات الكبيرة فتغلي في درجات حرارة كبيرة .

وتكون الجزيئات الصغيرة البنزين أو الجازولين (١) الذي يحرق داخل آلات السيارات والقوارب البخارية والطائرات . وتكون الجزيئات الأقل « الإثير البتروولي (٢) » الذي يستعمل كمنظف جاف . أما الجزيئات الأكبر فتكون الكيروسين وزيوت الوقود وزيوت التشحيم والبتروول الهلامي (الغازين) الخ . وقد أصبح البتروول في نصف القرن الماضي ذا أهمية كبرى نظراً لتطور السيارات والطائرات . وقد حل البتروول محل الفحم في العديد من الاستعمالات (ولكن ليس كلها) .

وقد علمنا أن الميثان هو أبسط الإيدروكربونات كلها ، ويوجد أيضاً في البتروول كما يوجد في المستنقعات ومناجم الفحم . وتبلغ نسبة الميثان في الغاز الطبيعي الذي يتكون في آبار البتروول ٩٠٪ ، وهو يمرر في أنابيب إلى المنازل لاستعماله في التدفئة والطهو .

Gasoline (١)

Petroleum ether (٢)

وتسمى كل الإيدروكربونات بالإضافة إلى المركبات الأخرى التي تحتوى على الأكسجين والنيتروجين وذرات أخرى بالإضافة إلى الكربون ، « مركبات عضوية »^(١) . وقد سميت بهذا الاسم لأنه كان هناك اعتقاد في وقت ما أن مثل هذه المركبات لا تنتج إلا عن طريق الأجسام الحية . وقد أمكن سنة ١٨٢٨ عمل مركب عضوى فى المعامل من مواد معدنية، ومنذ ذلك الوقت نجح الكيميائيون فى عمل مئات الآلاف من هذه المركبات من الهواء والفحم والماء .

وهناك العديد من المركبات العضوية (المحتوية على الكربون) المعروفة أكثر من غيرها (والتي لا تحتوى على ذرات كربون) . فالسكر مركب عضوى ، وكذا النشا ، والخشب ، وزيت الزيتون ، والحرير ، والقطن ، والنايلون ، والسليوليد ، والسلوفان ، والورق ، والمطاط ، والبنسلين ، وملايين الأشياء الأخرى . هى مركبات عضوية أو خليط من المركبات العضوية . فكل المواد الحية مصنوعة من مركبات عضوية . ولا نهاية لعددتها .

وأهم مصدرين للمركبات العضوية هما البترول والفحم البتيومينى (المقطرن) ، والذي يحتوى على ٨٨ ٪ كربون .

وإذا سخن الفحم البتيومينى بمعزل عن الهواء تصاعدت الذرات الأخرى غير الكربون على شكل مركبات تحتوى أيضاً على بعض الكربون . ويتصاعد عند تسخين طن من الفحم البتيومينى ، بهذه الطريقة ١٠ و ١٠٠٠ قدم مكعب من غاز الفحم^(٢) . وهو يتكون أساساً من إيدروجين وميثان . ويستخدم غاز الفحم ، مثل الغاز الطبيعى ، فى التدفئة والطهو .

وينتج نفس الطن السابق من الفحم عشرة جالونات من مادة تشبه الزيت

Organic (١)
Coal gas (٢)

وتسمى « قطران الفحم » (وسميت هذه المادة « بتيومين » من قديم الأزل ، ولهذا اشتق منها اسم الفحم البتيوميني) : وقطران الفحم هو مخلوط من مركبات عضوية كثيرة . وقد تمكن العلماء من استخلاص كثير من الصبغات الجميلة والأدوية المفيدة وغيرها منه . وينفصل عن طن من الفحم ٢٥ رطلاً من بعض مركبات النيتروجين وتعرف « بكبريتات الأمونيوم » ولها فوائد جمة .

ويتبقى بعد فصل كل المواد السابقة ثلاثة أرباع الطن من الفحم النقي تقريباً . ويسمى هذا النوع من الفحم المستخلص من الفحم البتيوميني « بالكوك » .

ويمكن إخضاع الفحم لعملية عكسية ، أى إضافة إيدروجين له بدلاً من فقدده . عندئذ يتحول الفحم إلى الجازولين المرتفع الثمن وإلى مركبات بترولية أخرى . وتشبه هذه العملية هدرجة الدهون (السابق شرحها في الفصل الثاني) .

الهواء الذى تنفسه :

عندما ما يحترق الكربون فى كمية وافرة من الهواء ، تتحد ذرات الكربون بالأكسجين مكونة غاز « ثانى أكسيد الكربون » . ويحتوى جزئى ثانى أكسيد الكربون على ثلاث ذرات : ذرة كربون وذرتى أكسجين . وهذا يحدث عند إحراق كل أنواع الكربون ، سواء كان الفحم أو الكوك أو الفحم النباتى أو الجرافيت أو الماس .

وحتى إذا كان الكربون جزءاً من جزئى يحتوى على ذرات أخرى غير الكربون ، فهو يحترق مكوناً ثانى أكسيد الكربون . فعندما يحترق الجازولين (الذى تحتوى جزيئاته على كربون وإيدروجين) يتكون كل من ثانى أكسيد الكربون والماء . وتحترق ببطء المواد العضوية الغنية بالكربون فى أجسامنا (والى نحصل عليها من الطعام الذى نأكله) . ويتكون ثانى أكسيد الكربون فى أجسامنا نتيجة لهذا الاحتراق .

وتنفسنا دليل على هذا . فيحتوى الهواء النقي الذى تنفسه على كمية ضئيلة من ثانى أ أكسيد الكربون تبلغ بالدقة جزءاً من ثلاثين من واحد بالمائة. ويختلف هواء الزفير عن ذلك إذ يحتفى جزء من الأ أكسجين ويحل محله ثانى أ أكسيد الكربون الذى تبلغ نسبته ٤ . / ١٠ . (ويتكون ثانى أ أكسيد الكربون كذلك فى البراكين).

وقد تتعجب لماذا لا يمتلىء الجو بثانى أ أكسيد الكربون ويتناقص الأ أكسجين منه . من حسن حظنا أن النبات يستعمل ثانى أ أكسيد الكربون لتكوين مركبات عضوية ، وفى هذه العملية يتكون الأ أكسجين . فتستخدم الحيوانات الأ أكسجين وتنتج ثانى أ أكسيد الكربون ، فى حين تستخدم النباتات ثانى أ أكسيد الكربون وتخرج الأ أكسجين ، وهكذا نحصل على التوازن المطلوب.

وثانى أ أكسيد الكربون خائق وسام لدرجة ما . ويمكن تنفس الهواء الذى يحتوى على أقل من ٥ . / ١ من ثانى أ أكسيد الكربون بكل طمأنينة . أما إذا زادت النسبة فهى تسبب بعض المتاعب . وإذا زادت النسبة عن ٣٠ . / ١ أصبح الهواء مميتاً فى أقصر وقت .

ويتجمد ثانى أ أكسيد الكربون عند درجة ٧٩ تحت الصفر المئوى ويتحول إلى جسم أبيض صلب دون أن يمر فى حالة السيولة . والعكس صحيح : فإذا ترك هذا الجسم الأبيض الصلب فى درجة حرارة الغرفة يتحول إلى غاز دون أن يتحول إلى سائل أولاً . ويوجد ثانى أ أكسيد الكربون السائل فقط تحت ضغط أعلى من الضغوط العادية . ويقال عن الجسم الصلب الذى يتحول مباشرة إلى غاز دون أن يمر فى حالة السيولة إنه « يتسامى » (١)

ويسمى ثانى أ أكسيد الكربون الصلب « بالثلج الجافى » (هذه التسمية هى ماركة مسجلة) . وترجع هذه التسمية لاستعماله فى التبريد ، وهو لا يتحول إلى

مسائل كما هو الحال بالنسبة للثلج العادي . ويمكننا رؤية الثلج الجاف وهو يتسامى عند وضع قطعة منه في الماء ، فهو يبدو كأنه يفور ويغلي بشدة بينما يتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون منه . (ويجب استهلاك الثلج الجاف بحذر لأنه أبرد كثيراً من الثلج العادي) .

ويذوب ثاني أكسيد الكربون في الماء بدرجة معقولة . ولكن يزداد ذوبانه بزيادة الضغط . وفرقة زجاجة الصودا تحتوي على ثاني أكسيد الكربون الذائب تحت ضغط ، لأننا بتقليل الضغط عليه ينزع الغطاء ، ويتصاعد ثاني أكسيد الكربون على شكل فقاعات صغيرة . وكذا تتكون فقاعات البيرة والشبانيا من ثاني أكسيد الكربون . وهو الذي يعطى الصودا الطعم اللاذع الجميل .

ويمكن الحصول على ثاني أكسيد الكربون بتفاعل الأحماض مع بعض المواد الكيماوية المعروفة باسم « كربونات » . وتحتوى بعض أجهزة إطفاء الحريق على محلول الكربونات وزجاجة بها حامض قوى . فإذا قلب الجهاز اختلط الحامض بمحلول الكربونات ، ويتصاعد تيار من غاز ثاني أكسيد الكربون والماء في الفتحة المخصصة لذلك ، ونظراً لأن ثاني أكسيد الكربون أثقل من الهواء بمرتين ونصف ، فهو لا يتصاعد ولا يطفو إلى أعلى ، بل يهبط على المادة المحترقة والمصوب إليها، وبهذه الطريقة يمنع الهواء عن الغاز ، وبما أنه لا يساعد على الاشتعال فسرعان ما تخبو النيران .

ويحتوى البيكنج بودر (مسحوق الخبز) على كربونات وحامض في حالة صلبة ، ولا يتفاعل الحامض مع الكربونات طالما أنه جاف وصلب . ولكن إذا أضيف هذا المسحوق إلى محلول الزبد المخفوق أو عجينة البسكوت ، يذوب الحامض في السائل ويتفاعل مع الكربونات ، ويتصاعد ثاني أكسيد الكربون ببطء . وبتسخين العجين تتصاعد فقاعات كثيرة تعمل على رفعه . ويمكنك أن ترى — بعد إتمام

الخبيز — أن الفطيرة تحتوي على ملايين الفقاقيع الصغيرة . ويرجع إليها الفضل في جعل الفطائر والبسكوت المضاف إليه البيكنج بودر خفيفاً هشاً .

وتتفاعل الخميرة (وهي نوع من الحياة النباتية الميكروسكوبية) مع النشا الموجود في الدقيق وتنتج ثاني أكسيد الكربون . وتستخدم الخميرة في عمل الخبز ، ويمكن رؤية فقاقيع ثاني أكسيد الكربون في أي قطعة من الخبز .

تسرب الغاز وعادم السيارات :

وعندما يحترق الكربون في حيز محدود من الهواء فإنه لن يجد الأكسجين الكافي لإمداد كل ذرة كربون بذرتي أكسجين . وعندئذ تتحد كل ذرة كربون بذرة أكسجين، وبذا تكون جزيئات « أول أكسيد الكربون » ، وهو غاز مثل ثاني أكسيد الكربون . ويختلف المركبان عن بعضهما في النقطتين الآتيتين :

أولاً : يتقبل أول أكسيد الكربون ذرة الأكسجين بسهولة لتضاف إلى جزيئته . أو بمعنى آخر ، إنه يتحد بالأكسجين ويشتعل . أما جزيء ثاني أكسيد الكربون فشبع بالأكسجين ، ولذا فهو لا يشتعل ويستعمل في إطفاء الحرائق كما سبق أن ذكرت .

ثانياً : أول أكسيد الكربون سام ، بل أشد خطورة من ثاني أكسيد الكربون . ويقضى الهواء المحتوي على ثمن الواحد بالمائة من أول أكسيد الكربون ، على الإنسان في نصف ساعة . ويصيب الهواء (المحتوي على جزء من ألف من واحد بالمائة من أول أكسيد الكربون) الإنسان بالصداع .

ويرجع التسمم بأول أكسيد الكربون إلى أنه يتحد بقوة بالهيموجلوبين ، وهي المادة الحمراء في الدم . ويعمل الهيموجلوبين على حمل الأكسجين من الرئة

إلى كل أنسجة الجسم . فإذا دخل أول أكسيد الكربون إلى الرئة حملته الهيموجلوبين واتحد به . وبذلك لا يمكنه حمل الأكسجين ، مما يسبب الاختناق . ولا تتأثر النباتات أو البكتريا ولا الحيوانات التي لا يوجد فيها دم أحمر بأول أكسيد الكربون .

وتظهر خطورة أول أكسيد الكربون بشكل خاص لزيادته في مدتنا الصناعية . مثال ذلك ، لا يجد الجازولين كل الأكسجين اللازم لإحراقه في آلات السيارات ، ولذا يتكون أول أكسيد الكربون الذي يخرج من ماسورة العادم . ولا يحدث منه ضرر يذكر في الهواء الطلق . فأول أكسيد الكربون ينتشر وتتحد جزيئاته بأكسجين الجو مكونة ثاني أكسيد الكربون الغير مضر نسبياً . أما إذا أديرت الآلة في جراج مغلق ، أو وجد ثقب في ماسورة العادم ، بحيث ينفذ الغاز إلى هيكل السيارة ، وكانت نوافذها مغلقة ، عندئذ يترك أول أكسيد الكربون بأسرع من تفاعله مع الأكسجين ، ويكون الموت هو النتيجة الحتمية .

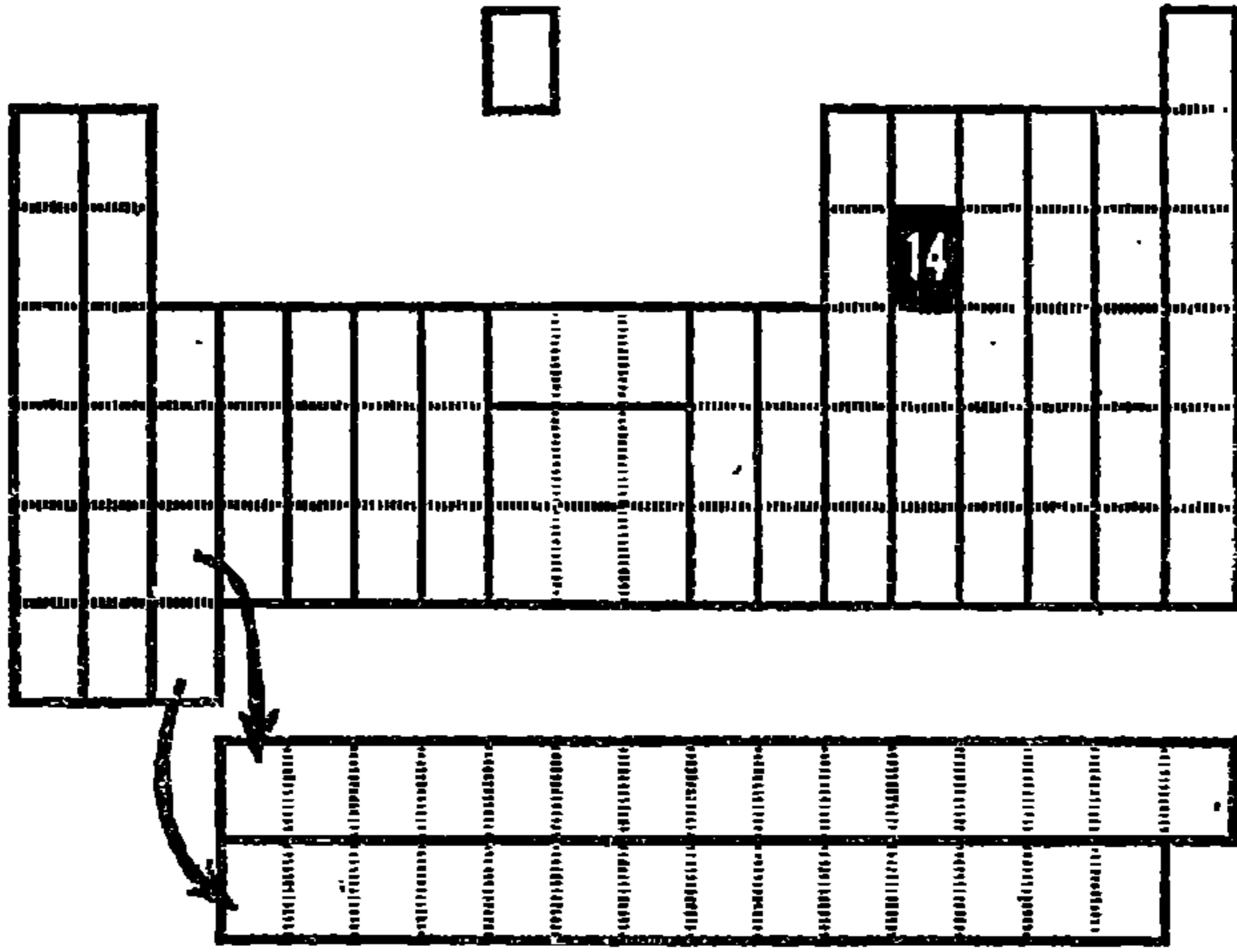
وتعتبر المطابخ مصدراً آخر للخطر . فكثيراً ما يستخدم أول أكسيد الكربون في غاز الطهو ، نظراً لقابليته للاشتعال . ويحتوي غاز الفحم مثلاً ، على أول أكسيد الكربون ، ولذلك فهو سام . وهناك أيضاً « غاز الماء » الذي يتكون بإمرار بخار الماء على فحم الكوك الساخن لدرجة الاحمرار فتتحد ذرات كربون فحم الكوك بأكسجين الماء تاركة ذرات الإيدروجين ، وتتحول ذرات الكربون نفسها إلى أول أكسيد الكربون . وهكذا يتكون خليط من أول أكسيد الكربون والإيدروجين . وبإضافة قليل من غاز الميثان ، يتكون غاز الطهو الجيد (ولكنه سام) . وتضاف إليه عادة بعض المركبات ذات الرائحة النفاذة لتلفت إليه الأنظار إذا ما بدأ يتسرب من الثقوب فتمجّل بإصلاحها .

و يجب ألا تبحث أبداً عن الثقب بواسطة ثقاب ، بل افتح النوافذ أولاً ثم اطلب شركة الغاز لتتولى هي الكشف عليه .

وإذا مر تيار من الهواء على فحم كوك ساخن لدرجة الاحمرار تكون أول أكسيد الكربون الذي يستنفد الأوكسجين ، ويتبقى النيتروجين . أما مخلوط أول أكسيد الكربون والنيتروجين (ويسمى الغاز المنتج) فهو وقود غير جيد ولكنه رخيص ، وقد يصبح ذا فائدة إذا ما استخدم في التو واللحظة .

الفصل السادس

السيليكون عنصر التربة



السيليكون يحل محل الكربون :

يعتبر السيليكون ، العنصر رقم ١٤ ، ثاني العناصر انتشاراً في الضخور التي تكون القشرة الأرضية . فنجد بين مائة ذرة في القشرة الأرضية ستين منها أكسجين (وهو أكثر العناصر انتشاراً بالطبع) وعشرين منها سيليكون .

ولا يوجد السيليكون في الطبيعة على شكل بدائي منفرد . ولهذا السبب لم ير السيليكون النقي سوى عدد قليل من العلماء ، رغم أن ذراته من النوع العادي .

ويمكن تحضيره على أشكال متآصلة متعددة. وأول من حضره هو العالم الكيميائي السويدي «جون جا كوب برزيليوس» سنة ١٨٢٣ . ولكنه قليل الفائدة كعنصر قائم بذاته .

وقد يظهر مستقبلاً خطأ هذه الفكرة . فقد صممت حديثاً البطاريات الشمسية ،^(١) وهي تنتج تياراً كهربائياً بتعرضها لضوء الشمس . وما زالت هذه البطاريات حتى الآن مجرد استطلاعات عملية ، ولكن قد يأتي اليوم الذي تتحول فيه إلى مصادر هامة للطاقة تعود بالنفع على البشرية . وزود البطاريات الشمسية بشرائح من السيليكون كأهم جزء فيه .

وهناك العديد من المركبات التي تحتوى على السيليكون ، معظمها معروف وتعودنا على استعماله والكثير منها مفيد جداً وبعضها جميل جداً .

ويوجد السيليكون تحت الكربون مباشرة في الجدول الدوري . وله الكثير من الصفات التي تتشابه مع الكربون . فترتيب ذرات السيليكون في قطعة متبلرة هو نفس ترتيب ذرات الكربون في قطعة متبلرة منه . وعلى ذلك فالسيليكون شديد الصلابة مثل الفحم ، ولكن بما أن ذرات السيليكون أكبر من ذرات الكربون فإنها لا تتزاحم كما تفعل ذرات الكربون ، لذا يسهل فصاها عن بعضها . وعلى ذلك فالسيليكون ليس له نفس صلابة الكربون وليس له درجة انصهاره المرتفعة فهو ينصهر عند درجة ١٤٢٠ مئوية ، (أما الكربون فينصهر عند ٣٥٠٠ درجة مئوية) .

ونظراً للتشابه بين العنصرين تحمل ذرات السيليكون محل ذرات الكربون . فإذا سخن فحم الكوك (بشدة وهو كربون نقي) والرمل (ويحتوى على ذرات سيليكون) بواسطة تيار كهربائي في الظروف الملائمة ، فإن ذرات السيليكون في

الرمال تحمل محل نصف ذرات الكربون في الفحم . وتنتج لدينا في النهاية مادة نصف ذراتها من الكربون والنصف الآخر من السيليكون ، وتسمى هذه المادة « كريد السيليكون » وتعرف عامة باسم « الكربورا ندم ^(١) » .

والكربورا ندم أشد صلابة من السيليكون ، ولكنه ليس في صلابة الماس (وهو من الكربون النقي) ، ومع ذلك فهو من أشد المواد صلابة بعد الماس . وعلاوة على ذلك فهو أرخص من الماس . ويستخدم الكربورا ندم في الصناعة دائماً لطحن وتلميع المواد التي لا تحتاج لصلابة الماس الشديدة . وهو ينصهر عند درجة ٢٧٠٠ درجة مئوية (بين درجة انصهار السيليكون والكربون) . ويستخدم في تبطين الأفران المرتفعة الحرارة . ويتميز عن الكربون في أنه لا يحترق حتى ولا في درجات الحرارة المرتفعة .

ويحل السيليكون محل الكربون تحت ظروف أكثر غرابة ، فأحياناً لا تتحول بعض الأجسام الميتة إلى كربون بتحللها تحت الأرض ، وبدلاً من هذا محل ذرات السيليكون من الطين يبطء محل ذرات الكربون في ظروف خاصة . ويتكون على مر السنين بديل حجري للجسم الميت . ويحتفظ هذا البديل بالشكل الأصلي وحتى بكثير من التفاصيل بدون أي تغير ، بل يبقى مئات الملايين من السنين . وتسمى هذه البقايا حفريات متحجرة . ويرجع الفضل لهذه الحفريات المتحجرة في معرفة العلماء بما كانت عليه الحياة البدائية على الأرض ، وكيف تغيرت وتطورت بمرور الزمن .

وتسمى طريقة تكوين هذا النوع من الحفريات بالتحجير ^(٢) . وتوجد في صحراء الأريزونا بقايا كثير من الأشجار التي بقيت على هذا الشكل منذ قديم الأزمان ، وتسمى البقايا الحجرية بالغابة المتحجرة .

Carborundum (١)

Petrifaction (٢)

سلسلة السيليكون :

تكون ذرات السيليكون سلاسل مثلما يفعل الكربون . وبما أن ترابطها ببعضها أقل من ترابط ذرات الكربون ببعضها ، فإن سلاسلها أضعف من مثيلاتها المكونة من الكربون ، ويسهل تحطيمها . ولكن السلاسل القصيرة هي التي تبقى لأي وقت من الزمن ، ولكن إذا وضعت ذرات السيليكون والأكسجين على التوالي ، يمكنها تكوين سلاسل طويلة مثل الكربون وربما أشد ارتباطاً ببعضها . ويمكن أن ترتبط مجموعات من ذرات الكربون والإيدروجين بذرات السيليكون في مثل هذه السلاسل ، وتسمى المواد الناتجة عندئذ بالسيليكونات .

ولم تستعمل السيليكونات إلا في العشر أو العشرين سنة الماضية . وهناك العديد من الأشكال التي تتوقف على طول السلسلة ونوع المجموعات المحتوية على الكربون ، والمرتبطة بها . وتستعمل بعض السيليكونات كشمع وورنيش . وترجع أهميتها في هذه الاستعمالات إلى أنها لا تتأثر بدرجة الحرارة أو البرودة التي تجعل الزيوت العادية أو الشمع عديمة الفائدة . وتستخدم في تغطية السطوح بطبقة رقيقة عازلة للماء وكوسائل مائية وفي المطاط الصناعي الخ .

ويوجد نوع من السيليكون المعجون تكون سلسلة السيليكون والأكسجين فيه طويلة جداً بحيث يبدو كسائل جامد ، بل كصلب لين كالمعجون أو الطين الذي تصنع منه التماثيل . فهو يقاوم أي محاولة سريعة لتغيير شكله ولكنه يتشكل ببطء . فإذا قذفت بقطعة منه على الأرض أو الجدار فإنها تنفطح أولاً بسرعة ، ولكنها سرعان ما تعود إلى شكلها الأصلي بعناد ، وترتد كما تفعل الكرة المطاطية . وعلى النقيض من هذا ، فإذا ضغطت عليها ببطء فإنها تتشكل كما تريد . ولو وضعت كتلة منها في إناء فإنها تفرش ببطء وتملأ قاع الإناء كما يفعل السائل تماماً .

والسيليكونات طاردة للماء ، فتستخدم أحياناً الأنسجة الورقية التي يدخل في صناعتها السيليكون في مسح عدسات النظارات . وهذا يترك طبقة رقيقة شفافة من السيليكون على الزجاج يلتصق به جيداً بحيث تبعد بخار الماء عن العدسات وخصوصاً إذا انتقلت من مكان بارد إلى حجرة دافئة . وتستخدم السيليكونات أيضاً ولنفس السبب في صناعة شمع السيارات .

المواد الصلبة الشفافة :

تتحد معظم ذرات السيليكون التي تراها حولنا بالأوكسجين . وتحتوى مثل هذه الجزيئات على ذرة من السيليكون وذرتين من الأوكسجين ، ويسمى هذا المركب ثانى أكسيد السيليكون أو « السيليكات » .

ولاحظ تشابه السيليكون مع الكربون في هذا الصدد أيضاً . (فقد تكلمت في الفصل السابق عن ثانى أكسيد الكربون وتتكون جزيئاته من ذرة كربون وذرتين من الأوكسجين) . ومع ذلك فهناك فرق مهم بين الكربون والسيليكون . فثانى أكسيد الكربون غاز ، في حين أن ثانى أكسيد السيليكون صلب بل ويصعب صهره مثل السيليكون نفسه .

ويكون ثانى أكسيد السيليكون في حد ذاته ١٢٪ من وزن الصخور والتربة التي تقف عليها . ويتحد أيضاً ثانى أكسيد السيليكون الموجود في السيليكات مكوناً ٤٨٪ من الصخور والتربة ، وعلى ذلك فلا يقل ثانى أكسيد السيليكون عن ٦٠٪ من وزن القشرة الأرضية بشكل أو آخر .

وتوجد معظم العناصر المعروفة في الكائنات الحية ، وهي حيوية بالنسبة للحياة ، ومثال على ذلك الأوكسجين والهيدروجين والنيتروجين والكربون ، وقد سبق ذكرها . ويستثنى السيليكون من هذا ، فرغم أهميته القوي فليس لذرات

السيليكون أى فائدة للأنسجة الحية . ويبدو أن هذا يرجع إلى أن ثانى أكسيد السيليكون والسيليكات لاتذوب فى الماء . ولا توجد عملياً أية مركبات للسيليكون فى المحيطات ، وعلى ذلك فقد تطورت الحياة فى المحيطات لا فى الأرض .

و« الكوارتز » أو « بلورالصخر » هو أنقى أنواع أكسيد السيليكون الموجود فى الطبيعة . وهو مادة صافية عديمة اللون شفاقة مثل الزجاج . بل إنه أكثر شفافية من الزجاج لأنه يمتص كمية قليلة من الضوء الذى يمر خلاله ، بل هو أكثر المواد المعروفة شفافية . فالزجاج ماهو إلا سيليكات ، ولذا فهى متقاربان .

ويتميز الكوارتز عن الزجاج فى أنه لا يتأثر بالتغير فى الحرارة مثله ، فتتمدد معظم الأجسام بالحرارة وتتكش بالبرودة . فإذا صببنا ماء ساخناً فى إناء زجاجى عادى ، نجد أن سطحه الداخلى يتمدد بالحرارة . أما السطح الخارجى فيبقى بارداً حتى تصله الحرارة خلال سمك الزجاج ، وعندئذ ترتفع درجة حرارته كله . وحتى تم هذه العملية ، يحدث توتر فى تركيب الزجاج . لأن جزءاً منه يتمدد ، وجزءاً لا يتمدد . وعلى ذلك فغالباً ما يحدث شرخ أو حتى يتناثر الإناء قطعاً صغيرة ، وهكذا يجد التوتر منفصلاً له . وقد يحدث نفس الشيء إذا ما وضع ماء بارد فى إناء غسل بماء ساخن .

لذا تصنع الأواني من زجاج رقيق حتى تصل الحرارة إلى كل أجزائه فى وقت واحد تقريباً لمنع حدوث أى شرخ بها ، أو يستعمل نوع معين من الزجاج الذى لا يتمدد كثيراً أو يتقلص بتغيير درجة الحرارة .

والكوارتز هو من أحسن المواد المستخدمة لهذه الأغراض . فلن يبلغ تمدده أو تقلصه إلا $\frac{1}{10000}$ من الزجاج ، بل يمكن تسخين إناء من الكوارتز إلى درجة الاحمرار ثم غمره فى ماء بارد دون أن يشرخ . ولو كان هذا الإناء من الزجاج العادى لتحطم إلى ملايين الأجزاء .

ومن المميزات الأخرى للكوارتز عن الزجاج أن الأشعة فوق بنفسجية تمر خلاله بينما لا تمر خلال الزجاج . لذا تصنع المصابيح الشمسية التي تستخدم في المنازل لإضاءة لون داكن على الجسم من الكوارتز لا من الزجاج .
ولا يحتمل أن يحل الكوارتز محل الزجاج فيما عدا بعض الاستعمالات الخاصة . فالزجاج رخيص ، بينما يبلغ ثمن الكوارتز أضعاف الزجاج ، ولا يرجع هذا إلى أن الكوارتز في حد ذاته مرتفع الثمن ، ولكن لأنه يمكن تفخ وتشكيل الزجاج العادي بين درجتى ٦٠٠ و ٩٠٠ درجة مئوية (حسب النوع) ، بينما لا يلين الكوارتز إلا إذا وصل لدرجة ١٥٠٠ مئوية ، ولا بد عندئذ من يد ماهرة لتشكيله . فالكوارتز من الصعب تشكيله .

متنوعات :

يوجد ثانى أكسيد السيليكون في صور غير نقية ، أى مختلطة بكميات قليلة من مواد أخرى مختلفة . وعلى ذلك تتعدد الصور المختلفة لثانى أكسيد السيليكون غير النقى تبعاً لاختلاف كميات وأنواع هذه المواد .

فهناك نوع من الحجر يسمى « فلنت » (١) ، وهو نوع شائع من ثانى أكسيد السيليكون غير النقى ، وتكفى كمية الشوائب الموجودة فيه لكي تجعله يفقد شفافيته . ويتميز الفلنت بصلابته ، وإذا انكسر تصبح حافته حادة جداً . وقد صنع الإنسان البدائى مسكاكينه وأسلحته من الفلنت واستمر كذلك زمناً طويلاً . وتعرف هذه الفترة بالمصر الحجرى . وقد اعتاد الإنسان فى الفترة التى تلتها والتي سبقت اكتشاف الثقب ، أن يضرب قطعة من الصلب بقطعة من الفلنت

ليحصل على شرارة . فباحتكاك قطعة الصلب بالفنت تتولد حرارة تصل لدرجة الاشتعال . (وما زالت هذه الطريقة في الحصول على شرارة موجودة في ولايات السجاير) .

وهناك أنواع مختلفة جميلة من ثاني أكسيد السيليكون غير النقي . منها العقيق الأبيض (١) وهو نصف شفاف وأحياناً يشبه اللبن ، والعقيق (٢) ذو العروق المخططة ويسمى عقيق يمني (٣) إذا ماتوات خطوطه البيضاء والسوداء . أما إذا كانت خطوطه بيضاء وحمراء (أو بنية) فيسمى « جزع بقراني » (٤) .

وهناك أنواع أخرى من ثاني أكسيد السيليكون غير النقي وهي القرمزي أو البنفسجي ويسمى بالياقوت أو جشت ، والأحمر المائل إلى اللون البرتقالي ويسمى عقيق أحمر .

والأمثلة السابقة هي أنواع من المجوهرات . وتعرف بأنها بلورات زجاجية صلبة مستديمة تسر الناظرين ، ويمكن رشقها في قواعد معدنية كما هو الحال في الخواتم والعقود ، أو تحفر على أشكال مختلفة . وتقسّم الجواهر تبعاً لتدرتها وارتفاع ثمنها إلى قسمين : أحجار كريمة وأحجار نصف قيمة . فلباس من الأحجار الكريمة ، أما العقيق فيعتبر نصف قيم .

وغالباً ما يتفتت الكوارتز والأشكال الأخرى من ثاني أكسيد السيليكون بالرياح والأمطار وتقلبات درجات الحرارة إلى حبيبات صغيرة . وهذه الحبيبات هي « الرمال » . وأتقى أنواع الرمل لونه أبيض . أما النوع الذي نراه في المادة على الشواطئ ، فهذه ظلال مختلفة بنية ترجع إلى الشوائب التي بداخله . وأحياناً تتجمع الرمال ببعضها بطريقة طبيعية لتكون « الحجر الرملي » .

chalcedony (١)

agate (٢)

onyx (٣)

sardonyx (٤)

ويمكن تحضير ثاني أكسيد السيليكون من السيليكات على شكل قطع مسامية ، كل منها تشبه قرص شمع العسل ذا الممرات الهوائية الدقيقة . ويسمى هذا النوع من ثاني أكسيد السيليكون « بالسيليكا الهلامية » .

وترجع أهمية السيليكا الهلامية إلى أنها تمتص بخار الماء على سطح ممراتها الهوائية، لذا تستعمل كجفف. وإذا مر غاز مندى على إناء يحتوي على هذا الجفف فإن الغاز يخرج جافاً . وكثيراً ما توقف بعض الآلات الكهربائية إذا كان الجو رطباً جداً ولذا توضع علب مملوءة بالسيليكا الهلامية في أماكن إستراتيجية من الأجهزة . وينطبق هذا على المناطق ذات المناخ الاستوائي المملوء بالبخار . ولولا استخدام بعض المواد مثل السيليكا الهلامية في الحرب العالمية الثانية ، لتوقفت بعض أنواع الرادار والراديو عند استخدامها في جنوب المحيط الهادى . وإذا ما امتصت قطعة من السيليكا الهلامية كل ما يمكنها امتصاصه من الماء فإتانا نسخنها لطرده منها وعندئذ تصبح صالحة للاستعمال مرة ثانية .

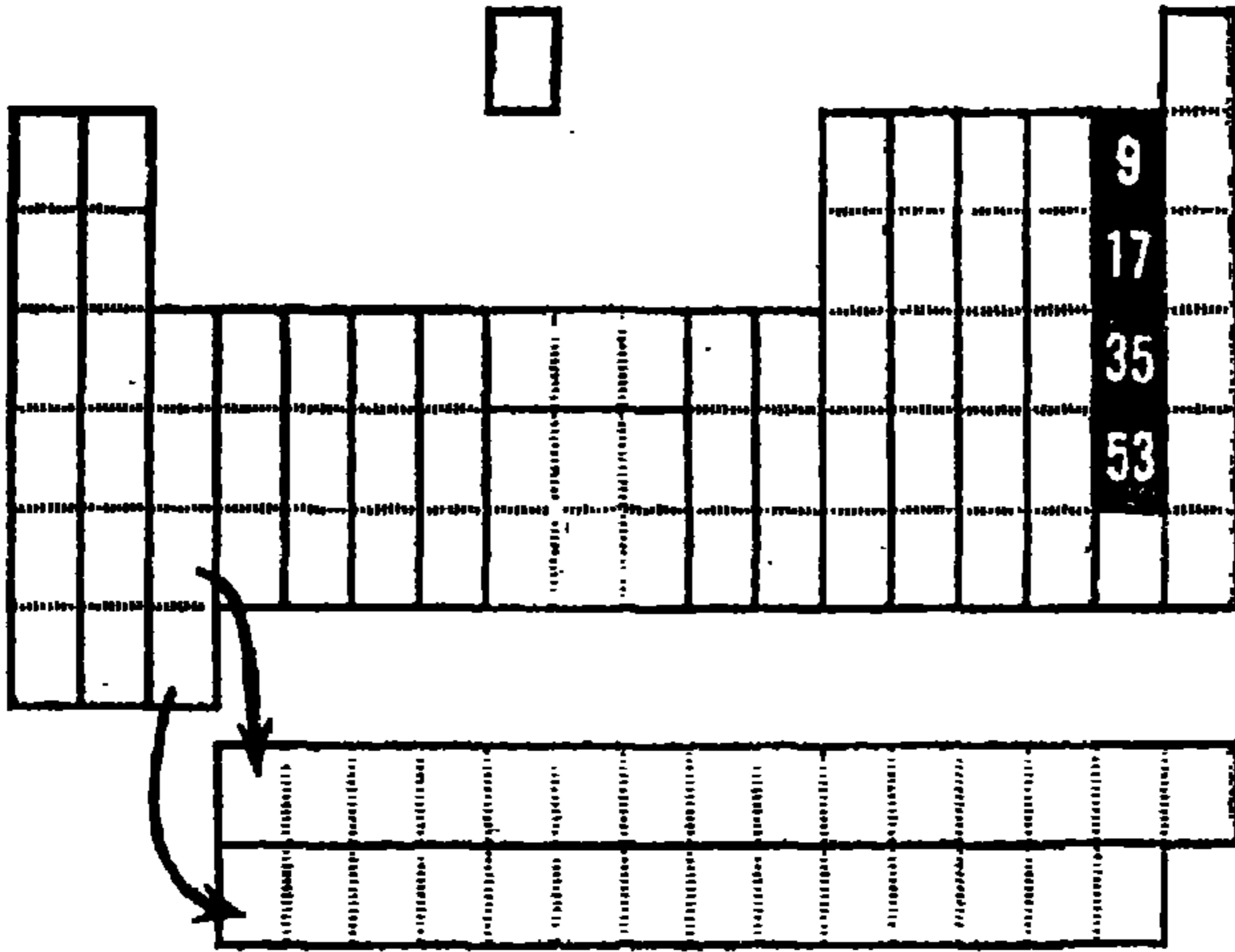
وهناك مادة طبيعية شبيهة بالسيليكا الهلامية يرجع أصلها إلى هياكل عظمية دقيقة مصنوعة من ثاني أكسيد السيليكون . وتسمى هذه الكائنات الميكرومكوبية بالدياتوم ، وهي تحيط نفسها بطبقة وقائية من ثاني أكسيد السيليكون . وعندما تموت فهي تتحلل بالطبع ولكن تبقى هياكلها بدون تغيير . وتتراكم الملايين منها لتكون ما يعرف « التراب الدياتومى » . وتستخدم في تنقية وامتصاص الشوائب الغير مرغوب فيها من السوائل ، مثل الفحم النباتى تماماً . ويمكن استخدامها أيضاً فى صن وتعيم الأجسام الخشنة . وكذا تستخدم فى امتصاص النيتروجين ويسمى اتحادهما « بالدياميت » ، وهو أقل خطورة عند استعماله من النيتروجين منفرداً .

ويوجد التراب الدياتومى أحياناً على شكل « عين الهرة » وهي نوع من الجواهر . وتتحريكها تظهر الأنواع الجميلة منها بريقاً ذا ألوان مختلفة .

الفصل السابع

الكلور

العنصر الأخضر



حرب الكيمياء :

في ٢٢ أبريل سنة ١٩١٥ ، وإبان الحرب العالمية الأولى ، نقل الألمان عدة أسطوانات معدنية إلى الصفوف الأمامية ثم فتحوا صماماتها ، فتضاعد منها غاز أخضر حملا الهواء إلى الصفوف الفرنسية . وبعد ذلك بيومين أعادوا الكرة على القسم الذي كانت تحتله القوات الكندية . وقد وجدت قوات الحلفاء نفسها ، في كلتا الحالتين ، محاصرة بأبخرة ذات رائحة سيئة خائفة تغير السعال ولا يمكن تحملها ، فاضطرت إلى التقهقر .

ولم يعرف لماذا لم ينهز الألمان فرصة فتح ثغرات في الصفوف المقابلة لهم ، ولكن المؤكد أنهم لم يستفيدوا منها . ربما أجمعهم انتصار هذه الطريقة الجديدة في الغزو ، أو ربما خافوا أن يقعوا في كمين . ومهما يكن السبب فقد فاتتهم هذه الفرصة . وقد حاولوا ذلك بعدئذ ، ولكن قوات الحلفاء سرعان ما صنعت أنواعاً بسيطة من الأقنعة الواقية من الغازات . ولم تمض بضعة أشهر حتى استخدم الحلفاء بدورهم الغاز في إغاراتهم .

أما الغاز السام الذي استعمله الألمان أولاً فهو « الكلور » ، والكلور هو العنصر رقم ١٧ . وهو غاز في درجات الحرارة العادية ويتكون جزيئه من ذرتين من الكلور .

وهو يختلف عن العناصر الغازية الأخرى كالأوكسجين والهيدروجين والنيروجين في نواح هامة مختلفة . فهو أولاً ليس عديم اللون ، ويميل لونه إلى الأصفر المخضر الباهت . والاسم مشتق من كلمة (الأصفر المخضر) اليونانية ، وقد أطلقه الكيميائي البريطاني سير « همفري دافى » سنة ١٨١٠ على الغاز عند اكتشافه لهذا العنصر . ولسكنه كان معروفاً قبل أن يكتشفه دافى بستة وثلاثين عاماً .

واعتقد الجميع أنه أكسيد، وكانوا جادين في تحليله إلى أكسجين ومادة سموها « ماريام » ، ولكنهم فشلوا .

وتسهل إزالة الكلور عن العناصر الغازية الأخرى . ويتحول إلى سائل أصفر كهرماني عند درجة ٣٤ تحت الصفر المئوي ، ويحفظ كسائل في أسطوانات ضغط .

والكلور غاز ثقيل ، بل أثقل من الهواء بمرتين ونصف . وهذه الخاصية تجعله صالحاً للاستخدام في الحروب . وقد تصلح لذلك أبخرة الأمونيا لأنها ذات

رائحة مقلقة للجنود ، ولكنها أخف من الهواء ، وعلى ذلك فهي تطير بسرعة
ويبعثرها الهواء هباء وبسهولة . أما الكلور ، فنظراً لأنه ثقيل ، فيبقى على سطح
الأرض ويتطاير ببطء .

وقد حلت بعض الغازات السامة الأخرى الثقيلة محل الكلور . ومنها غاز
الفوسجين . ويتكون جزئاً الفوسجين من ذرة من الكربون وذرة من
الأكسجين وذرتين من الكلور . وهو غاز شديد الخطورة ، له رائحة عطرية
(وإتني أشهد على ذلك ، فقد شممت مرة كمية صغيرة منه) . وملء الرئتين منه
كفيل بالقضاء على الإنسان . وتحتوى كثير من الغازات السامة التي اكتشفت
بعد ذلك على ذرات الكلور .

ومع ذلك فغاز الكلور ، كما سنرى ، له كثير من الفوائد التي تفوق مضارها .

الكلور أكثر نشاطاً من الأكسجين :

الكلور عنصر نشيط ، بل هو أكثر نشاطاً من الأكسجين . ولا يصل
لمرتبة الأوزون ، ويتفاعل بسرعة مع كثير من المواد .

فهو يساعد على الاحتراق في بعض الأحيان . فإذا أدخل تيار من الإيدروجين
المشتعل في إناء به كلور استمر في الاشتعال . ولا يتأثر مخلوط الكلور والإيدروجين
في درجة الحرارة العادية إذا كان في مكان مظلم . أما إذا تعرض للضوء فسينفجر .
ومن الواضح أن الأشعة الضوئية تعمل على بدء تفاعل جزيئات الكلور والإيدروجين .
ويعمل الضوء وكذلك الأشعة فوق البنفسجية على دفع كثير من التفاعلات
الكيميائية ، وتسمى « بالتفاعلات الضوئية كيميائية » .

ولكن الكربون لا يشتعل في الكلور . وإذا أدخلت شمعة مشتعلة في مخبر
به كلور تصاعد دخان أسود كثيف ، لأن جزيئات الشمعة تحتوي على ذرات

كربون وإيدروجين ، ولكن الإيدروجين فقط هو الذى يتحد بالكلور . وتبقى ذرات الكربون دون أن تمس وتتصاعد على شكل هباب دقيق .

وترجع جزئياً خاصة التسمم بواسطة الكلور إلى نشاطه . فيؤثر الكلور على أغشية العين والأنف والحلق والرئتين ويصيبها بالضرر . كذلك يهاجم الكلور البكتريا ويقتلها ، وبذا يمكن الاستفادة من طبيعته السامة . وتبقى مياه الشرب فى المدن ، بإضافة كمية قليلة من الكلور إليها . وما أن تعودت المدن على إضافة الكلور إلى مياهها حتى قلت كثير من الأمراض مثل الحمى التيفودية التى كانت تنشرها المياه الملوثة . وتحفظ مياه أحواض السباحة وكذا المجارى بعيدة عن العدوى بإضافة الكلور إليها .

والكلورينوب فى الماء ، فيذيب لتر من الماء البارد ٤ لترات من الغاز ، ويسمى الناتج « ماء الكلور » ، فتتحد جزيئات الكلور مع جزيئات الماء لدرجة ما (وكذا مع أى جزيئات أخرى موجودة معها) لتكون الهيبوكلوريت . وهى مواد نشيطة قادرة على إزالة الألوان بنفس الطريقة التى يعمل بها الأوزون وفوق أكسيد الإيدروجين . (وإذا أردت أن تتعرف على رائحة الكلور ، فاعليك إلا أن نسم مسحوق إزالة الألوان الموجود بالمنزل والمسمى كلوروكس . لأن الهيبوكلوريت يتحلل ببطء ويتكون غاز الكلور ، وهو ما تشمه) .

ويعتبر الكلور والهيبوكلوريت من أهم المواد المستخدمة لإزالة الألوان فى الصناعة . فهى مواد رخيصة فى متناول اليد . وتستخدم بكميات كبيرة لتبييض عجينة الورق وبعض الأنسجة النباتية مثل القطن والتيل .

تكوين الأملاح :

عندما يحترق الإيدروجين فى الكلور ، تتكون جزيئات تتوى على ذرة إيدروجين وذرة كلور ، وتسمى المادة الجديدة « كلوريد الإيدروجين » .

وهو غاز ذرأئحة تحدث التهاباً أكثر من الكلور: وهو شديد الذوبان فى الماء، فيذيب لتر الماء البارد حوالى ٢٥٠٠٠ بوصة مكعبة من الغاز .

ومحلول كلوريد الإيدروجين لم طعم حامضى حاد، ويتفاعل بطريقة يعتبرها الكيمائيون مميزة للأحماض . لذا يسمى « حامض الإيدروكلوريك » . وهو حامض قوى بل يعتبر أحد ثلاثة من أهم الأحماض وأقواها . وترجع أهميتها فى الصناعة لقوة مفعولها ورخص ثمنها (والحامض الثانى هو حامض النيتريك الذى أشرت إليه فى الفصل الثالث . أما الحامض الثالث وهو أهمها فسأشرحه فى الفصل القادم) .

وحامض الإيدروكلوريك هو أحسن مثل على الأحماض التى لا تحتوى جزئياً على ذرات الأوكسجين ، على عكس ما اعتقده لافوازييه (كما رأينا سابقاً) ، ولكنها تحتوى بالطبع على إيدروجين مثل كل الأحماض الأخرى .

وكلوريد الإيدروجين هو مثال لمجموعة كاملة من المركبات التى تتكون من اتحاد ذرات الكلور بنوع واحد آخر من الذرات . وتسمى « الكلوريدات » . وأهمها وأشهرها هو « ملح الطعام » العادى .

والكلور الذى على شكل كلوريدات أسامى فى تركيب الكائنات الحية . فكل من الدم والعرق والدموع مواد ملحية لأنها تحتوى على الكلوريدات . وإتنا لنضع الملح فى طعامنا لأن أجسامنا فى حاجة إليه ، ونجوب الحيوانات ، (وخصوصاً آكلة النباتات التى لا تحصل على الملح من دم وأنسجة الحيوانات الأخرى) وتسافر مسافات بعيدة فى مواجهة عديد من الأخطار لىكى تصل إلى أما كن مجتمعات الملح الطبيعى .

ويوجد الكلور عادة على شكل أملاح فى الأرض . وتحتوى مياه المحيطات عادة على ٣٪ من الأملاح . وتكفى كمية الأملاح فى المحيطات لتغطية الولايات المتحدة بطبقة سمكها ميلان .

وغالباً ما تزيد كمية البخار في البحيرات المغلقة عن كمية المياه المتدفقة إليها ، وعلى ذلك تتجمع الأملاح لأنه لا يتبخر سوى المياه . ومثال ذلك بحيرة الملح الكبرى في ولاية يوتا ، والبحر الميت على حدود فلسطين والأردن . وتبخر هذه الكمية من المياه كلية ، تتخلف عنها رواسب كثيفة من الملح ، يبلغ سمكها أحياناً ١٠٠٠ قدم أو أكثر .

ويمكن تحليل الملح الصهور تحليلاً كهربائياً مثل الماء تماماً . ويتصاعد منه غاز الكلور .

وتسكون العناصر المرتبطة بالكلور (والموجودة معه في نفس العمود من الجدول الدوري) مركبات مشابهة للملح ويشار إلى هذه العناصر بالهالوجينات Halogens ، وهي كلمة تعني باليونانية « المكونة للأملاح » .

الكلوريدات العضوية :

ومع أن الكلور لا يتحد مباشرة مع الكربون ، إلا أنه توجد طرق غير مباشرة لاتحادها . فنظراً لقدرة الكربون الخاصة على عمل جزيئات كبيرة ، توجد آلاف من الجزيئات العضوية المحتوية على الكلور . وأشهرها نوعان يشيطان من هذه الجزيئات . أحدهما هو الكلوروفورم ، وتحتوي جزيئاته على ذرة من الكربون وذرة من الإيدروجين وثلاث ذرات من الكلور . وهو سائل يغلي في درجة حرارة أقل من الماء . وتبخر أسرع من الماء في درجة الحرارة العادية . ويقال عن هذه السوائل السريعة التبخر إنها « تتطاير » . ويستخدم الكلوروفورم في التخدير ، وعند استخدامه بطريقة صحيحة يدفع الناس إلى النوم ولا يجعلهم يحسون بأي ألم . وقد استخدم لأول مرة كمخدر سنة ١٨٤٧ . ومن أوائل المرضى الذين أعطى لهم هذا المخدر الملكة فيكتوريا ملكة إنجلترا . والكلوروفورم تأثير سيء على القلب والرئة والكلى ، وقد استبدل منذ زمن بعيد بمخدرات أخرى أكثر سلامة على الإنسان

ومن الأمثلة الأخرى المشابهة ، رابع كلوريد الكربون . ولا يحتوي جزيئته على ذرة إيدروجين واحدة ، ولكنه يحتوي على ذرة كربون ، وأربع ذرات من الكلور . ورابع كلوريد الكربون — مثله كمثل الكلوروفورم — سائل متطاير . ونظراً لأنه لا يشتعل إطلاقاً ، فإنه يستخدم في بعض أنواع مضافات الحريق . وعند توجيهه بقوة إلى الحريق ، سرعان ما يتحول إلى بخار . وهذا البخار أكثر كثافة من الهواء بأكثر من خمس مرات ، وهو يلتصق تماماً بالنار ، وبالتالي يخمدها ، لأنه لا يحترق ولا يساعد على الاحتراق .

ويذيب رابع كلوريد الكربون المواد الدهنية والزيوت والشحم بسهولة ، ولهذا يستخدم في التنظيف الجاف . وهو أغلى من أثير البترول الذي يستخدم عادة في التنظيف الجاف أيضاً . ومفعوله في التسمم كذلك أقوى . ويجب عند استخدامه في المنازل مراعاة تهوية الحجرات جيداً . وميزة رابع كلوريد الكربون أنه المنظف الجاف الوحيد الذي لا يشتعل ولا يؤدي استعماله إلى حدوث أى حريق .

أكثر العناصر نشاطاً :

ذرة الفلور هي من أصغر الذرات في مجموعة الهالوجينات . والفلور هو العنصر رقم ٩ . ويشبه الكلور في أنه غاز لونه أصفر مخضر باهت ، وإسالته أصعب من الكلور . فهو يسيل عند نفس درجة إسالته الأكسيجين تقريباً . ومفعوله في التسمم أقوى وأنشط من الكلور . بل هو في الواقع أكثر العناصر نشاطاً : فتتفاعل جزيئاته وتتحد (وهي تحتوي على ذرتين من الفلور) بكل شيء حتى إنها تتفاعل مع الماء فتجذب منه الإيدروجين تاركة وراءها ذرات الأكسيجين . وهي تفعل ذلك بعنف وقوة حتى إن بعض ذرات الأكسيجين المتبقية تتحول إلى أوزون . والفلور أكثر نشاطاً حتى من الأوزون ، ولهذا السبب تربط فكرة الفلور

السائل بإطلاق الصواريخ ، لتتخل محل الأكسجين السائل ، إلا أن نشاط الفلور السائل يحول دون استعماله .

وعند تفاعل الفلور مع الإيدروجين ، يتقسم جزئياً كل منهما إلى ذرتين ، وتستمد الطاقة الكبيرة اللازمة لانطلاق الصاروخ من حرق الإيدروجين في الفلور . وإذا أمكننا تقسيم الجزيئات بطريقة ما لنبدأ بها ، فتدخل « الإيدروجين النرى » و « الفلور النرى » في خزانات الوقود ، فإننا نحصل على أقوى وقود كيميائي يمكن تصوره . وليست لدينا الآن أية فكرة عامة عن إمكانية تقسيم مثل تلك الجزيئات والاحتفاظ بها مقسمة في صورة ذرات .

وإذا مر تيار من الإيدروجين مثلاً بين شرارة كهربائية ، تتحطم الجزيئات إلى إيدروجين ذري . ولكن سرعان ما تتحد تلك الذرات في الحال فتتولد كميات كبيرة من الحرارة . فتصل حرارة مصابيح الإيدروجين الذري إلى ٣٥٠٠ درجة مئوية .

ويلتصق الفلور بقوة بالذرات الأخرى حتى ليصعب على الكيميائيين فصله عن مركباته . وعندما حاول البعض نزعها من مركباته ، فسرعان ما كان يهاجم أي شيء يقابله ، ويعود إلى تكوين مركب ثانياً . واستمر هذا الوضع لمدة طويلة . وأخيراً نجح الكيميائي الفرنسي هنري مواسان^(١) سنة ١٨٨٦ في حل هذا المشكل . فقد حال مركباً محتويماً على الفلور تحليلاً كهربائياً باستخدام جهاز من البلاتين (والبلاتين كما تعرف هو من العناصر القليلة التي لا يتحد معها الفلور) ، وجمع الغاز الناتج في إناء منحوت من « الفلورسبار »^(٢) (وهو معدن يمكن أن تتشبع جزيئاته بكل الفلور الذي يمكنها أن تتخذه به ، ويتبقى ما يزيد عن حاجتها . وينطبق نفس

Henry Moissan (١)

Fluorspar (٢)

الشيء على النحاس أو العناصر الأخرى المستخدمة لمثل هذه الأغراض . فيتحد الفلور مع النحاس وبذا تتكون طبقة من « فلوريد النحاس » شديدة الالتصاق به ومحيطه بكل العنصر . وعندما يتم تكوين هذه الطبقة لا يصبح للفلور أى تأثير عليها بعد ذلك) .

والفلورسبار مادة صلبة يسهل صهرها بالتسخين . وبما أن سائل الفلورسبار يتحد مع الشوائب الموجودة في الفلزات ، لذا يستخدم في تنقية الفلزات وينزعها منها . وتسمى مثل هذه المواد « Flux » . ونظراً لأن سائل الفلورسبار يتدفق مثل أى سائل آخر ، لذا ترجع تسمية الجزء الأول من المعدن إلى الكلمة التي تعنى « يتدفق » . وقد أطلقها عمال التعدين بسبب تدفقه فوق الفلز الغير نقي . وبما أن الفلورسبار هو أكثر المعادن في العالم احتواءً على الفلور ، فقد أطلق الكيميائيون اسماً مشابهاً على العنصر نفسه .

والفلور عنصر غير أساسى في الحياة . ومع ذلك يوجد بكميات ضئيلة في الجسم الحي وقد يتضح أنه على درجة من الأهمية ، فنذ عدة سنوات لوحظ أن سكان « دف سميث كونتى » بولاية تكساس لا تتسوس أسنانهم . وقد اهتم أطباء الأسنان بهذه الظاهرة وحلوا المواد الغذائية التي يتناولونها ، فاكشفوا أن المياه التي يشربونها تحتوى على كميات ضئيلة من « الفلوريد » حملتها من التربة ، (والفلوريدات هي مركبات من الفلور وعنصر آخر) .

وتحتوى الأسنان كذلك على كميات صغيرة من الفلوريد ، وقد بدأ الناس يتساءلون عما إذا كان الفلوريد الذى فى الأسنان هو الذى يمنع تحللها . وربما إضافة القليل منها إلى الوجبة الغذائية تعمل على حفظ الأسنان .

وبما أن الفلوريدات سامة ، فنجد الكيميائيين وأطباء الأسنان حريصين جداً عند استعمالها في كثير من البلدان . ثم جربت إضافة كميات ضئيلة جداً من

الفلوريد للمياه ، تبلغ حوالى أوقية واحدة لكل ٨٠٠٠ جالون من الماء وذلك فى السنوات القليلة الماضية . وهذه الكمية لا تسبب أى ضرر بل تشتم أن تكون ذات فائدة كبيرة .

ويتحد الفلور بالإيدروجين لتكوين غاز هو « فلوريد الإيدروجين » . ومن أبرز خصائص هذا المركب أنه أحد المركبات القليلة التى تتفاعل مع المركبات المحتوية على السيليكون . وينتج عن ذلك تكوين « رابع فلوريد السيليكون » ، وهو غاز يتصاعد على سطح مركبات السيليكون . وبذا يتآكل السطح .

وبما أن الزجاج يحتوى على سيليكون ، فإن فلوريد الإيدروجين يتفاعل معه ويترك مكانه سطحاً خشناً مقتماً فى وقت قصير ، وقد أمكنت الاستفادة من هذه الظاهرة . ويغطى الزجاج بطبقة رقيقة من الشمع أولاً ثم تحفر على الشمع خطوط أو أرقام أو حروف حتى تصل إلى الزجاج فى هذه الأماكن ، فنلاحظ أن الزجاج المغطى بالشمع لا يتأثر بفلوريد الإيدروجين ، فى حين أن الأماكن المكشوفة من الزجاج تحفر ويصبح سطحها خشناً . ثم يبعد الزجاج عن فلوريد الإيدروجين بعد فترة وجيزة ، وينزع الشمع الذى على الزجاج ، فنجد أنه قد تكونت مساحات دائمة عليه مكونة من خطوط أو أرقام أو حروف تم حفرها على الشمع . فإذا رأيت أى علامة على الأدوات المنزلية الزجاجية فاعلم أنها تمت بهذه الطريقة .

ونظراً لصغر حجم ذرة الفلور ، فهى تحمل عمل ذرة الإيدروجين الصغيرة فى جزيئات الإيدروكربونات ، وتلتصق ذرة الفلور بذرة الكربون بقوة قد تفوق قوة الإيدروجين . و « الفلور كربونات » الناتجة هى مواد خاملة جداً ، غير قابلة للاشتعال ولا تتأثر بالماء أو الهواء أو المواد الكيميائية القوية (ولا حتى الفلور) . وقد بدأ الكيميائيون حديثاً جداً فى دراسة قوة هذه المركبات ، وهم يأملون أن

تظهر فوائدها في التبريد العاجل، وقد بدأ فعلاً استخدامها في التثجيم و كذبيات في حالات معينة . وهناك نوع يسمى « ثقلون » اكتشفه « دييون » وهو مكون من جزيئات كبيرة تحتوي على ذرات كربون و فلور . فقط يستخدم كموازل كهربائية .

ومن المركبات المحتوية على الفلور والتي تلفت النظر من كبريت « فريون » Freon وتحتوي جزيئاته على ذرة كربون وذرتي كلور وذرتي فلور ، وهو غاز يسيل عند درجة ٢٨ تحت الصفر، وهي تقريباً نفس الدرجة التي تسيل عندها الأمونيا ، ويستعمل كبريد مثل الأمونيا أيضاً ، بل ويتفوق على الأمونيا فهو غير سام وعدم الرائحة . فلو تسرب من أجهزة التبريد فلن يسبب أى أضرار ، ولن تكون له رائحة غير مريحة ، لذا يستخدم في الثلاجات المنزلية وأجهزة التبريد . ولكن نظراً لارتفاع تكاليفه عن الأمونيا ، فلا زالت الأمونيا تستخدم في أجهزة التبريد الصناعية .

العنصر السائل :

« البروم » هو العنصر رقم ٣٥، وهو الهالوجين الذي يلي الكلور ، وتحتة في الجدول الدوري . وهو سائل أحمر داكن ومن العناصر القليلة التي توجد على شكل سائل في درجة الحرارة العادية . وهو يتطاير ويفعل عند ٥٩ درجة مئوية ، ويتبخر ويتصاعد منه بخار ذو لون أحمر جميل . وحتى لو تركت زجاجة نصف مملوءة بالبروم في درجة حرارة الغرفة فإن الهواء الذي يملأها يتلون بلون أحمر نتيجة تبخر سائل البروم . ولهذا الأبخرة رائحة نفاذة وشديدة ، حتى إن اسم العنصر قد اشتق من الكلمة اليونانية التي تعني « كريهة الرائحة » (ولكى أكون صادقاً أعترف بأن رائحة البروم لا تبدو لي كريهة مثل عشرات من المواد الكيميائية الأخرى) .

والبروم ليس نشيطاً مثل الفلور أو الكلور ، ولكن نشاطه يكفي ليسبب ضرراً

إذا ما تنفسه الإنسان أوساكن على الجلد ، ولذا يجب الحرص الشديد عند استعماله .
وأحياناً يذوب الكيميائيون قليلاً منه في الماء (وهو غير سهل الذوبان مثل السكر
ولسكن بعضه زوب) وعندئذ يصبح « ماء البروم » ذا اللون الأحمر الزاهى وهو
أكثر أمناً عند استعماله .

والبروم أندر من الكلور أو السكرور . بل إن الكلور الذى يوجد فى العالم يزيد
عن البروم بمائة مرة ، والسكرور يزيد بمائتى مرة . ويوجد البروم فى مياه البحار على شكل
« بروميد » (وهو اتحاد البروم بعنصر آخر) وكان الكيميائى « أنطوان جيروم
بالارد » هو أول من اكتشفه سنة ١٩٢٦ ، وكان يدرس المواد الصلبة الموجودة
فى مياه البحر بعد إزالة المواد الصلبة المعروفة . وتقل نسبة البروم عن السكرور
فى البحر بشكل كبير بل إنها تبلغ جزءاً من خمسمائة (بـ) من كمية السكرور .

ويمكن الحصول من الناحية النظرية على أى عنصر من ماء البحر ، حيث إنه
يحتوى ، على الأقل على كميات ضئيلة منها جميعاً . وبما أنه توجد كميات كبيرة
جداً من مياه البحار ، فإنه بالتالى يمكن تجميع تلك الكميات الضئيلة . والمشكلة
هنا هى أن هذه العملية تتطلب الكثير من الوقت والمتاعب والجهود لجمع تلك الكميات
الضئيلة من كل المياه مما يجعلها مرتفعة التكاليف . فهناك مثلاً ملايين الأطنان من
الذهب فى البحار ، فلو حاولنا الحصول عليه من الماء بأى طريقة نعرفها لسكانت
التكاليف كبيرة جداً إذا ما قورنت بالحصول عليه من مناجم الذهب العادية .

والبروم هو أحد العناصر المربحة إذا استخلصناه من مياه البحار . وقد أقيمت
مؤسستان على شواطئ الولايات المتحدة (إحداهما فى شمال كارولينا ، والثانية
فى تكساس) لا ستخلص البروم منهما . فيمكن الحصول على رطل من البروم
من ١٨٠٠ جالون من مياه البحر العادية . أما إذا كانت المياه من بحر معلق ،
أى يتبخر مائه ، مثل البحر الميت ، فعندئذ يزداد نسبة البروم الذى يمكن
الحصول عليه . ويمكن كذلك الحصول على البروم من الرواسب المحلية المتبقية

من تجفيف البخار . وهذا يعني أننا لن نفتقد البروم أبداً . فكل البروم المستخلص
والمستعمل يسلك طريقه مرة أخرى إلى الأرض ، ثم ينوب في مياه الأمطار ،
ويتجمع في الأنهار ، ومنها إلى البحار مرة ثانية . وعلى ذلك تصبح البخار مصدراً
دائماً له .

ويستخدم البروم أساساً في عمل مركب عضوي يسمى «ثاني بروميد الأثيلين»^(١) .
ويضاف هذا المركب إلى الجازولين المحتوي على مركبات مضادة للاصطدام ،
فيتحد البروم بنترات المركب المضاد ويتمتع من التجمع في آلة السيارة ويمنع
أي ضرر .

وتستخدم البروميديات أحياناً في صناعة الأدوية مثل « المسكنات » . فهي
تهديء الأعصاب المتعبة وتستخدم في حالات الهستيريا فتجعل الإنسان خاملاً
وهادئاً وأميل إلى النوم . أما إذا تعاطى الإنسان كميات كبيرة منها وعلى
فترة طويلة فإن تعاطيه لها يصبح عادة ضارة . ولا يجب استعمالها إلا تحت إشراف
طبيب . وهذه المناسبة يطلق تعبير « بروميد » على الأشخاص الملين أو الحالات
المللة ، لأنها أيضاً تجعل الإنسان خاملاً وهادئاً ويميل إلى النوم .

التغيرات في مياه الشرب :

« اليود » من أقل الهالوجينات ، وهو العنصر رقم ٥٣ ، وهو جسم صلب
رمادي مائل للسواد ، يتسامى بتسخينه عند ١٨٥ درجة مئوية ويتحول إلى بخار
لونه بنفسجي جميل . والإسم مشتق من الكلمة اليونانية التي تعني « بنفسج » .
واليود هو أقل الهالوجينات نشاطاً ، ومع ذلك فهو يكفي لقتل البكتريا . وبالإضافة
إلى هذا فهو الهالوجين الذي يوضع مباشرة على الجروح . ويذاب لهذا الغرض في
مخلوط من الماء والكحول (لأنه ينوب بقله في الماء بمفرده) . والمحلول الناتج
لونه بني يميل للاحمرار . ويطلق الصيادلة على محاليل المواد الكيميائية في الكحول

اسم « صبغة » ، وعلى ذلك فإن ما نشتره من الصيدليات هو « صبغة اليود » .
ويبلغ أكبر تركيز لهذه الصبغة عادة ٧٪ من اليود . (ويحتوي أيضاً على
« يوديد » ، وهو مركب من اليود وعنصر آخر ليسهل ذوبان اليود) .

ويوضع اليود ، كما نعلم ، على الجروح الصغيرة والخدوش لقتل البكتريا وتقليل
أخطار العدوى . فهو مطهر ويقتل الجراثيم . فإذا ما وضع على الجرح سرعان ما يقسمى
تدريجياً مبتعداً عن سطح الجلد ، أما إذا ضمد الجرح فإن التسامى يبطئ ،
وقد يبقى اليود على الجروح لمدة طويلة مما يسبب أضراراً بالأنسجة . لذا فمن
المستحسن عدم تضميد الجرح برباط إذا ما وضع عليه اليود . أما إذا كان من
الضرورى تضميد الجرح فيستبدل بمطهر آخر .

ويعتبر « اليودوفورم » (وهو مركب يحتوي على اليود) مطهراً أيضاً .
ويحتوي الجزئ منه على ذرة من الكربون وذرة من الإيدروجين وثلاث
ذرات من اليود (فهل لاحظت التشابه بينه وبين الكلورفورم السابق شرحه ؟) .
وهو مادة صلبة لونها أصفر ويرش مسحوقه على الجروح . وعندما يقول بعض
الناس إن بعض الأشياء لها رائحة « تشبه رائحة عيادة الطبيب » فإنهم يعنون
رائحة اليودوفورم . ويقل استعماله الآن بسبب هذه الرائحة .

واليود مهم جداً لحياة الإنسان بكميات ضئيلة جداً . فيحتوى جسم
الإنسان على $\frac{1}{60}$ من الأوقية من اليود . ويتركز ثلث هذه الكمية فى كتلة من
الأنسجة تعرف باسم « الغدة الدرقية » ، وهى قريبة من فتحة آدم .
وتعمل هذه الغدة على تنظيم إحراق الجسم للمواد الغذائية للحصول على الطاقة .
وهى تعمل هذا بواسطة مركبات محتوية على اليود وتسمى « اليودوثيرونين » .
وإذا قلت كمية اليود تتورم الغدة أحياناً وتكون إنبعاجاً لا يرى بسهولة ويسمى
« الجويتر » goiter .

وقد تعتقد أنه لا خطورة تذكر من فقد اليود، بما أن الجسم لا يحتاج إلا لكمية ضئيلة منه . ولكن اليود عنصر قليل الانتشار ، فهناك أما كن يقل وجود اليود في تربتها ، وعلى ذلك يقل اليود في النباتات التي تنمو في هذه الأماكن ، وكذا الحيوانات التي تتنذى عليها أو على بعضها . وفي مثل هذه الأماكن يكثر انتشار الجويتير (أو كان منتشرأ) .

والآن وقد عرف سبب الجويتير ، تضاف كميات صغيرة من اليود إلى مياه الشرب وتوضع تحت إشراف دائم . وهناك طريقة أخرى للاهتمام باحتياجات الإنسان من اليود ، وذلك بإضافة كميات صغيرة منه إلى ملح الطعام . ويسعمل كثير منا هذا الملح المضاف إليه اليود . ويمكننا أن نشم رائحته إذا ما قربنا فوهة الإناء المحتوى على الملح باليود إلى أنوفنا .

ويقل اليود عن البروم في مياه البحار ، فتوجد حوالى أوقية واحدة منه في مليونى جالون من ماء البحر . ولذا يصعب جداً استخلاصه من كل هذه الكمية من الماء ، ويصبح مرتفع التكاليف . ومن حسن الحظ أن بعض أنواع الأحياء المائية تجمع وتخزن ذرات اليود لاحتياج أجسامها إليه في بنائها الكيميائى . ومن أمثلتها أعشاب البحر والإسفنج . وتحتوى أعشاب البحر المجففة kelp على اثنى عشر رطلاً من اليود فى كل طن منها . وتعتبر هذه الكمية أكبر ما يمكن الحصول عليه من مياه البحر . ويعتبر الكيميائى الفرنسى « برنار كورتوا » أول من اكتشف اليود سنة ١٨١١ أثناء دراساته على أعشاب البحر .

ونادراً ما يشكو من يسكنون بالقرب من البحر من أى متاعب من الجويتير أو نقص اليود . فهم أولاً يأكلون كمية معينة من أطعمة البحار التى تحتوى على كمية كافية من اليود تكفى لحاجة الجسم ، وثانياً ترسب أمواج المحيط التى تنساب على الأرض كمية كافية من اليود تكفى لاحتياجات النباتات الأرضية .

ويمكن الحصول كذلك على اليود من الرواسب الملحية التي تتكون بعد جفاف البحار ، فتحتوى رواسب النترات فى شيلي ، والتي سبق ذكرها ، على كميات فائقة من اليود . وأحياناً توجد المياه المحتوية على اليود بالقرب من آبار البترول . ومن المدهشات المخيفة وجود « ثالث يوديد النيتروجين » (ويحتوى الجزء منه على ذرة من النيتروجين وثلاث ذرات من اليود) وهى مادة لونها أسود نى . وهى من أشد المواد المفرقة ، بل إن مجرد أى طريقة رقيقة بطرف ريشة طائر قد تؤدى إلى انفجار بلورة ثالث يوديد النيتروجين بفرقة شديدة . ولكن ثالث كلوريد النيتروجين (بإحلال ثلاث ذرات كلور محل اليود) ليست له هذه الحساسية ، ومع ذلك فقد يسبب مآسى عنيفة . وبالرغم من صفاته المفجرة فقد كانت كميات ضئيلة منه تستخدم فى تبييض الدقيق .

الفصل الثامن

الكبريت العنصر الأصفر

الغاز وكبريت العمود :

لا بد أننا نعرف جميعاً العنصر رقم ١٦ جيد المعرفة . لقد عرفته الإنسانية منذ قديم الأزل ، واسكنه لم يعرف كعنصر إلا سنة ١٧٧٧ . وقد اكتشفه « لافوازييه » كما اكتشف الأكسجين والهيدروجين والنيتروجين كما ذكرت سابقاً . ولا نعرف أصل كلمة « كبريت » : فقد كان الرومان يطلقون عليه اسم « ثيون » theion ، ولذلك لازلنا نجد في بعض المركبات المحتوية على الكبريت مقطع « ثيو » في أسمائها الكيميائية .

ويوجد الكبريت تحت الأوكسيجين مباشرة في الجدول الدوري . وذرات الكبريت تتشابه في نواح كثيرة مع ذرة الأوكسيجين . ومع ذلك لو نظرنا إلى العنصرين لما وجدنا أى تشابه بينهما . فالأوكسيجين غاز عديم اللون ، والكبريت جسم صلب لونه أصفر زاه .

ويوجد الكبريت على أشكال متصلة متعددة : مثال ذلك إذا صب مصهور الكبريت في ماء بارد تتكون خيوط بنية من مادة مطاطة . وهذه المادة تسمى « الكبريت الرخو » . وإذا تركت لمدة فإنها تتحول ببطء إلى الشكل الأصفر الهش السابق .

ويطلق على الأوكسيجين والكبريت وعناصر أخرى من نفس المجموعة اسم « الكالسوجينات » . وهذا الاسم مشتق من الكلمات اليونانية التى تعنى « المنتجة للمواد الخام » . ويرجع هذا إلى أن الخامات (المعادن الموجودة في الطبيعة والتي نحصل منها على فلزات مثل الألومنيوم والحديد والنحاس) ماهى إلا مركبات من هذه الفلزات إما مع الأوكسيجين أو الكبريت .

وتوجد رواسب من الكبريت النقي تقريباً تحت الأرض في صقلية ولوزيانا وتكساس . وأحسن طريقة لرفع الكبريت إلى السطح هى صهره أولاً . فتحفر في هذه البلاد أنابيب عميقة تصل إلى طبقة الكبريت التى تحت الأرض وتصب فيها مياه ساخنة . ويفى الماء عادة عند ١٠٠ درجة مئوية، وهذه الدرجة ليست كافية لصهر الكبريت . فهو ينصهر عند ١١٣ درجة مئوية . ولذا تدفع المياه المغلية تحت ضغط مرتفع . وهذا الارتفاع فى الضغط يرفع من درجة الحرارة بما يكفى لصهر الكبريت . ويسحب مصهور الكبريت من أنبوبة أخرى . وتسمى هذه العملية « بطريقة فراش » نسبة لاسم مكتشفها .

ويرى الكبريت عادة على أحد شكلين . فإذا غلى سائل الكبريت وتقابل بخاره

بسطح بارد تكون مسحوق أصغر دقيق يعرف باسم « زهر الكبريت ». أما إذا برد سائل الكبريت على شكل قوالب صلبة فيعرف عادة باسم « كبريت العمود ». ويتحد الكبريت بالمناطق السفلى في شكل آخر . وهو يكون 0.3 ر / فقط من القشرة الأرضية ، ولكن تزداد نسبته بشكل أكبر في تركيب الطبقات السفلى من الأرض . وتقدر نسبة الكبريت في كل الأرض (وليست القشرة الأرضية فقط) بثلاثة في المائة .

وقد تكون على معرفة « بكبريت العمود » في مناسبة غير سارة على كل حال . وهذا يرجع لشهرة رائحته الكريهة جداً ، وبعض هذه الشهرة سليم وليس كلها . فعندما يحترق الكبريت في الهواء يلبب أزرق فإنه يتحد مع الأكسجين ليكون جزيئات من ثاني « أكسيد الكبريت » . وتحتوي هذه الجزيئات على ذرة من الكبريت وذرتين من الأكسجين . وثاني أكسيد الكبريت غاز له رائحة خانقة . وقد تعود بعض الناس عمل شموع من الكبريت ثم إشعالها في حجرات مغلقة يقطعها مرضى ، كنوع من المطهرات . (ولدينا الآن الكثير من المطهرات الجيدة ، ولا يحتاج الأمر لحرق شموع الكبريت بعد ذلك) . وترجع معرفة الناس « برائحة الكبريت الكريهة » لهذا السبب ، أو بالدقة لرائحة ثاني أكسيد الكبريت ، لأن الكبريت في حد ذاته عديم الرائحة .

وتتصاعد أبخرة ثاني أكسيد الكبريت أحياناً من الشقوق الموجودة في الأرض في المناطق البركانية . ففي صقلية مثلاً ، توجد بعض الأماكن التي تصل حرارة البراكين فيها لدرجة أنها تحرق الكبريت ببطء تحت الأرض وتكون ثاني أكسيد الكبريت . ويلاحظ الناس هذه الرائحة ، وأنها صادرة من تحت الأرض ، ويعتبرون على اللهب الأزرق الناجم من حرق الكبريت ، ويجزم البعض بأن الجحيم الملتهب في باطن الأرض هو نتيجة احتراق الكبريت .

ولهذا السبب تفرن « رائحة الكبريت » بالشياطين ، ويطلق على المبشرين الذين يهددون أتباعهم برعب الجحيم أنهم يعظون « بالنار وكبريت العمود » .

الروائح الكيميائية :

كثير من المركبات المحتوية على الكبريت ، غير ثاني أكسيد الكبريت ، لها رائحة قوية كريهة . وتحتوى المواد التى تعطى للبصل والثوم رائحتها وطعمها على ذرات كبريت . (وقد تكون مقبولة أو مكروهة تبعاً لما لو أكلناها نحن أو شمعناها من أنفاس الآخرين) . وينطبق نفس الشيء على رائحة وطعم المادة الموجودة فى المستردة والفجل .

وهناك مجموعة من مركبات الكبريت لها رائحة كريهة بشكل خاص وتسمى « ميركابتان » mercaptan .

أما أسوأ غاز سام استعمل فى الحرب العالمية الأولى فهو غاز المستردة . وهو مركب له رائحة الثوم ، وهو سائل وليس غازاً فى درجة الحرارة العادية ولكنه يتبخر بسهولة . وأبخرة ثقيلة وتعلق بأى جسم يتناثر فوق السائل . والغاز يسمم كل من يتنفسه ، أما إذا لامس السائل الجلد فيسبب تقيحاً يندمل ببطء .

وأعتقد أنك اقتنعت الآن بأن الكبريت يستحق كل التقولات السيئة التى قيلت عنه . ومع ذلك توجد ذرات الكبريت فى كثير من الصبغات المفيدة ، ومستحضرات السلفا الطبية ، وفى تركيب البنسلين ، وفى نوعين على الأقل من الفيتامينات . والواقع إن لذرات الكبريت أهمية فى الحياة إذ تحتوى كل الأنسجة الحية على مركبات الكبريت .

ومن حسن الحظ أن المركبات المحتوية على كبريت فى أجسامنا ليس لها أى رائحة . ومع ذلك تصدر عنها رائحة تحت ظروف معينة ، ويحتوى الجلد والشعر

والريش على الكثير من هذه المركبات . وتتصاعد عند حرقها رائحة كريهة يصفها معظم الناس بأنها « رائحة الريش المحروق » . وينطبق نفس الشيء على الشعر . فإذا أمكنك الاستغناء عن خصلة صغيرة من الشعر فأحرقها وشم رائحتها .

وكذلك البيض غني بمركبات الكبريت . فعندما تقسد البيضة ، تحلل هذه المركبات إلى جزيئات أبسط . وتحتوى بعض هذه الجزيئات على ذرتين من الإيدروجين وذرة كبريت فقط . وتعرف باسم « كبريتيد الإيدروجين » . وهو غاز ذو رائحة كريهة جداً . ويطلق عليه معظم الناس « رائحة البيض الفاسد » .

وبالرغم من رائحة كبريتيد الإيدروجين ، فإنه من المواد الكيميائية ذات الأهمية الكبرى — وينتاب في الماء بسهولة استعماله ، وعندئذ يمكنه أن يتحد بأعداد كبيرة من أنواع الذرات المختلفة ليكون « الكبريتيدات » . وتختلف تفاعلات الكبريتيدات : فبعضها يذوب في الماء وبعضها لا يذوب . وبعضها يذوب في الأحماض القوية والآخر لا يذوب . وإذا أضيف كبريتيد الإيدروجين إلى أى مادة كيميائية مجهولة ودرست خصائص الكبريتيد الناتج ، فإنه يمكننا في الغالب معرفة نوع الذرات الموجودة في المادة المجهولة . وهذا مثل من « التحليل الكيميائي » .

وتعمل كثير من المعاهد العليا والدراسات الكيميائية بالكليات على تدريس التحليل الكيميائي ، وغالباً ما تنتشر في المعامل رائحة كبريتيد الإيدروجين . وعندما يتحدث الناس عن رائحة المعامل الكيميائية فهم يشيرون غالباً إلى كبريتيد الإيدروجين .

وكبريتيد الإيدروجين سام ، بل ويفوق أول أكسيد الكربون من هذه الناحية . ومع ذلك فهو ليس أخطر من أول أكسيد الكربون بسبب رائحته .

ثاني لا يمكن احتماؤها إذا ما وجدت في الجو بكمية كافية تسبب أي ضرر ، فسرعان ما يفتح الناس النوافذ أو يتركون المكان في الحال . ويضاف كبريتيد الإيدروجين عن عمد إلى غاز الطهو ، حتى إذا ما تسرب من الأنابيب أمكن شم رائحته في الحال . وبذا تقل فرص تسرب أول أكسيد الكربون عديم الرائحة . وتضاف مركبات الميركابتان إلى الغاز لشدة نفاذ رائحتها .

الجانب المفيد من كبريت العمود :

من الأشياء التي تدعو إلى العجب في الكيمياء أنه يمكن الاستفادة من أي مادة ، مها بدت رائحتها كريهة ، فمثلا لا يمكن صنع المطاط الجيد بدون الكبريت . وكان « تشارلز ما كينتوش » الإسكتلندي أول من غطى الأقمشة بالمطاط ليجعلها غير قابلة للبال (يطلق حتى الآن على المعاملات التي تلبس أثناء الأمطار اسم ما كينتوش) . وقد نجح في هذا فعلا ولكنها لم تكن مريحة في لبسها ، لأنها تصبح جافة جداً في الجو البارد ولزجة في الجو الحار .

وحدث في عام ١٨٣٩ أن مكب شاب أمريكي يدعى « تشارلز جودير » بدون قصد خليطاً من المطاط والكبريت على فرن ساخن . وعندما نزع الكتلة التي تكونت بعدئذ وجد أن المطاط أصبح أكثر سهولة في فرده وقصه من قبل ، وأنه بقي جافاً ومرناً على مدى درجات الحرارة . وبذا اكتشف طريقة جلجنة المطاط .

ويضاف الكبريت كذلك إلى الكربور وملح البارود لعمل « البارود » .
وتساءل أحياناً هل هذا استعمال « نافع » ؟ ولكن من المؤكد أنه هام .

ويستعمل ثاني أكسيد الكبريت ، هذا الغاز المثير للسكحة ، المسبب للالتهابات ، في قصر الألوان . فهو يقصر ألوان المواد التي تتلف باستعمال الكلور . ويستخدم

للعقد ألوان الأئشة الحربية والصوفية والقبعات المصنوعة من القش والريش . وهو يسيل بسهولة ويستخدم في التبريد مثل الأمونيا . ويستخدم بكيات وافرة في صناعة الورق . ويصنع الورق من الخشب المهروس . وأهم وأفيد جزء في الخشب هو السيليلوز، وهو موجود في الأنسجة التي تلتحم ببعضها بمادة لزجة تعرف باسم «الجنين» lignin . ويذوب ثاني أكسيد الكبريت في الماء مكوناً كبريتينات، وهي بدورها بإضافتها إلى الخشب المهروس تذيب اللجنين ، تاركة أنسجة السيليلوز التي يمكن ضغطها تحت ظروف معينة إلى شرائح رقيقة من الورق .

ويتحد جزئياً ثاني أكسيد الكبريت بذرة أكسجين ليكون « ثالث أكسيد الكبريت » ، الذي يذوب في الماء ، ويتحد بجزء منه ليكون حامض الكبريتيك . ويحتوي جزئياً حامض الكبريتيك على ٧ ذرات : ذرتين من الإيدروجين وذرة كبريت وأربع ذرات من الأكسجين .

وحامض الكبريتيك حامض قوى ، وهو أهم وأرخص كل الأحماض . ويمكن قياس تقدم الصناعة في أي بلد بكمية حامض الكبريتيك التي تستهلكها في العام .

ويتحد حامض الكبريتيك بمزيتات الماء بشراهة ، وترتفع درجة الحرارة نتيجة لذلك . ولهذا العملية خطورتها حيث أنه كثيراً ما يحتاج « لتخفيض » حامض الكبريتيك في المعامل الكيميائية ، أي إضافة الماء إليه لتقليل قوته . فإذا تمت هذه العملية بسرعة فقد تسبب الحرارة الناتجة غليان الخليط وتناثره . وقد تسبب في حرق الكيميائيين أو تفقدتهم بصرهم . لذا يجب الاحتراس الشديد عند استعمال حامض الكبريتيك .

ونظراً لئيل حامض الكبريتيك للاتحاد بالماء (المكون من الإيدروجين والأكسجين كما تعلم) ، فإنه ينتزع ذرات الإيدروجين والأكسجين من الجزئيات

الأخرى . لذا سرعان ما يرى قطعة سكر تتفحم وتتحول إلى مادة هشة إذا وضعت في حامض الكبريتيك . وكذا يتفحم الخشب ببطء . وإذا وقعت نقطة من الحامض على الورق أو الملابس فسرعان ما تتقربها وتسبب حرقاً سيئاً إذا ما وصلت إلى الجلد .

وحامض الكبريتيك من أهم المواد الكيميائية المعروفة . ولا يمكن أن تستمر مدينتنا الصناعية الحديثة بدونها . وهو يستخدم في تنقية الفلزات والبتروول وفي طلاء المعادن وفي صناعة أسلاك الصلب والكثير من المواد الكيميائية المختلفة وفي آلاف من الاستخدامات الأخرى .

الأبواب الأتوماتيكية:

يوجد عنصران مشابهان للكبريت في الجدول الدوري . أثقلهما هو العنصر رقم ٥٢، وقد أجرى الكيميائي الألماني « مارش هنريش كلايبروت » أبحاثه عليه سنة ١٧٩٨ وأسماه « تلوريوم »^(١) . وهو اسم آلهة الأرض عند الرومان . وكان الكيميائي النمساوي « فرانتز جوزيف مولر » قد اكتشفه سنة ١٧٨٢ .

وعندما اكتشف « برزيليوس » (الذي أشرت إليه عند الحديث عن السيلينيوم) العنصر رقم ٣٤ في عام ١٨١٧ أدرك أنه يشبه التلوريوم ولذا أسماه « سيلينيوم »^(٢) على اسم آلهة القمر عند اليونانيين : الأرض والقمر . . وهذا يدل على أن للكيميائيين جوانبهم الشعرية .

ويكون السيلينيوم والتلوريوم مركبات مشابهة لما يكونه الكبريت . فتتحد

مثلاً ذرة سيلينيوم مع ذرتين من الإيدروجين لتكوين سيلينيد الإيدروجين ، وهو أسوأ رائحة من كبريتيد الإيدروجين ، وهي تشبه رائحة الفجل العطب . أما « تلوريد الإيدروجين » فرائحته أسوأ الثلاثة ، وهو يشبه رائحة الثوم العطب . أما الكيميائيون الذين تتاح لهم فرصة العمل على التلوريوم فإن أجسامهم تمتص كميات ضئيلة منه ولكنها كافية لتجعل أنفاسهم لها نفس الرائحة ، وهذا ما يجعلهم منفردين في الأوساط الاجتماعية طالما بقيت في أجسامهم . ومع ذلك ينتج من إضافة كميات صغيرة من التلوريوم إلى بعض العناصر الأخرى صفات أخرى محببة تجعل الكيميائيين يواصلون أبحاثهم على المادة .

وتوجد في تربة بعض الأماكن في غرب الولايات المتحدة نسبة من السيلينيوم أكثر من المعتاد . وتمتص النباتات التي تنمو في مثل هذه التربة السيلينيوم . ويلاحظ عندئذ أنه عند تكوين المواد التي يفترض وجود الكبريت فيها تحمل ذرات السيلينيوم محل الكبريت . ومثل هذه النباتات الغنية بالسيلينيوم سامة ، وتقتل الحيوانات التي ترعى عليها . ويطلق على هذه النباتات بشكل عام « لوكوويد » *locoweed* . والسيلينيوم فوائده رغم رائحته الكريهة التي تفوق الكبريت : فلو أضيف جزء من السيلينيوم إلى مصهور الزجاج ، فإنه يضاف عليه لوناً قرنفلياً يتعادل مع لون الزجاج الأخضر الطبيعي . ويبدو الزجاج أكثر وضوحاً وشفافية . أما إذا زادت كمية السيلينيوم ، فيتحول لون الزجاج إلى أحمر غامق يستعمل في مصابيح إشارات المرور . والسيلينيوم جيد التوصيل للكهرباء بشكل واضح . وقد اكتشف « دلواي سميث » أن السيلينيوم رديء التوصيل للكهرباء ايلاً ، وجيد التوصيل في الضوء . وهذا مثل للاكتشافات الهامة التي أمكن التوصل إليها بمحض الصدفة مثل جلفنة المطاط . وقد أمكن الاستفادة من هذه الخاصية في عمل الأبواب الأوتوماتيكية والعجائب الأخرى .

فتطلى المادة الموجودة في « الخلية الكهروضوئية » بالسيلينيوم ، وتثبت هذه الخلية على قائم في مواجهة الباب المتأرجح . وعلى قائم آخر مواجه يوجد مصباح يلقى حزمة من الأضواء على الخلية الكهروضوئية . فطالما كان السيلينيوم في مواجهة الضوء سرت الكهرباء وبقي الباب مغلقاً . ولكن إذا مر شخص ما بين القائمين ، فإن جسمه يحجز الضوء ويقف في مسار الأشعة الضوئية ، وتبقى الخلية الكهروضوئية في الظلام لمدة ما ، فيتوقف سريان الكهرباء في السيلينيوم ، ويقطع التيار الكهربائي ، فينتفح الباب في نفس الوقت الذي يمر خلاله الإنسان . وتستخدم هذه الخلية في التحذير من المصوص^١ وفي وقت بعض الأجهزة ، وآلاف الأعمال الأخرى بنفس الطريقة .

بتعريضها للجو وبلهب أخضر براق . وقد أطلق « براند » على هذا العنصر الجديد اسم « فوسفور » نظراً لهذا البريق . وترجم هذه التسمية إلى الكلمات اليونانية التي تعنى « أنا أحمل الضوء » .

وكان أول استخدام لهذا الفوسفور في عمل الثقاب ، لأنه سهل الاشتعال ، ولكن لسوء الحظ فإن الفوسفور - بهذا الشكل (المسمى الفوسفور الأبيض) سام جداً . ولا يمالك عمال مصانع الثقاب إلا أن يتنفسوا القليل من أبخرة الفوسفور ، التي تستقر في عظامهم ، وتسبب لهم خسائر لا يمكن الشفاء منها . واستنشاق $\frac{1}{3}$ من الأوقية من الفوسفور الأبيض تكفي للقضاء على الإنسان . لذا أصبح من لواجب تحريم استعمال الفوسفور الأبيض .

ومن حسن الحظ أن هناك أنواعاً أخرى متصلة من الفوسفور . فلو سخن الفوسفور الأبيض لعدة ساعات عند ٢٥٠ درجة مئوية فإنه يتحول إلى « الفوسفور الأحمر » ، بشرط أن يكون التسخين بعزل عن الأكسجين (حتى لا يحترق) . وقد تم اكتشاف هذه الطريقة في سنة ١٨٤٥ . ويختلف هذان النوعان من الفوسفور لا في اللون فحسب ولكن في صفات أخرى . وينصهر الفوسفور الأبيض عند ٤٤ درجة مئوية ولكن لا ينصهر الفوسفور الأحمر إلا إذا وصل إلى حوالي ٦٠٠ درجة مئوية . والفوسفور الأحمر أقل نشاطاً من الأبيض ، فهو لا يلمع ولا يحترق بسهولة ، وتؤثره السام أقل بكثير من الفوسفور الأبيض وليس خطيراً عند استعماله .

ولا زال الثقاب الحديث يعتمد على الفوسفور بطريقة أو أخرى . ويحتوى الثقاب العادي ، الذي يشتعل باحتكاكه بجسم خشن ، على « ثالث كبريتيد الفوسفور » في رأس العود . (ويحتوى جزيئات هذا المركب على أربع ذرات من الفوسفور وثلاث ذرات من الكبريت) .

وثالث كبريتيد الفوسفور ايس ساماً بشكل خاص ، ويسهل إشعاله . وتكفي الحرارة الناتجة من احتكاك الثقاب بحجم خشن لإشعاله وإحراق الجزء الخشبي من العود . وتضاف أيضاً مركبات معينة يتصاعد منها أكسيجين عند تسخينها ، وذلك لضمان إشعال الثقاب . ويحترق ثالث كبريتيد الفوسفور في وجود الأكسيجين بشدة . ويمكنك ملاحظة هذا بنفسك عندما تمحك عود الثقاب .

ولا تحتوي عيذان ثقاب الأ من على أى مركبات فوسفورية في رءوسها ، ولا تشتعل عند حكها بسطح عادى . أما شريط الاحتكاك الموجود في مشط الكبريت فهو يحتوى على فوسفور أحمر . وإذا حك عود من ثقاب الأ من على هذا الشريط يتطاير الشرر من الفوسفور الأحمر وتكفي حرارة الشرر لإشعال الثقاب .

وعندما يحترق الفوسفور يتكون « خامس أكسيد الفوسفور » . وهو مادة صلبة بيضاء . ويتكون الجزيء منها من ذرتين من الفوسفور وخمس ذرات من الأكسيجين . وخامس أكسيد الفوسفور ، مثله كمثل السيليكا الهلامية (السابق ذكرها) ، مادة مجففة ، فهو يمتص بخار الماء من الجو ويتركه جافاً تماماً . بل إن قوته في هذا المجال تزيد عن السيليكا الهلامية ، بل إنه أقوى المجففات المعروفة جميعاً . ولكن يصعب اشتعاله ، فإذا أهملت ملاحظته طول الوقت فإنه يمتص من الماء المحيط به ما يجعله صمغى القوام ويفقد قيمته قبل أن تدركه .

وعندما يتحد خامس أكسيد الفوسفور بالماء فإنه يكون « حامض الفوسفوريك » . وهو حامض متوسط القوة ويمكن الحصول عليه بكميات أوفى من الأحماض الأخرى فيما عدا حامض الكبريتيك . ويتحد حامض الفوسفوريك بأنواع مختلفة من الذرات مكوناً « الفوسفات » .

اللحم والعظم :

إن حقيقة اكتشاف الفوسفور في البول أولاً تدل على أنه يوجد في المواد الحية . والفوسفور هو من العناصر الأخرى الضرورية للحياة . ويوجد في الأجسام على شكل فوسفات . وتتكون عظام الكائنات الحية والحيوانات العظمية الأخرى، من الفيل حتى السمك ، من فوسفات أساساً . وتشبه فوسفات العظام في تركيبها بنوع معروف من الصخور يسمى « إيدروكسيد الأبتيت » وقد تؤخذ بهذا التشابه بين العظام والصخور ، ولكنها الحقيقة . وإني أشير هنا بالطبع إلى الجزء الصلب من العظام أى الجزء « المعدنى » . فتحتوى العظام زيادة على هذا على جزيئات عضوية معقدة ، على حين أنها لا توجد في الصخور . والجزيئات العضوية هى التى تجعل العظام صلبة ومرنة وتمكنها من احتمال الضربات التى قد تفتتها لو كانت مكونة من فوسفات فقط . وتقل كمية الجزء العضوى كلما كبر سن الإنسان وتزداد كمية الفوسفات . وهذا يفسر لماذا نجد عظام المسنين هشّة وقابلة للكسر أكثر من عظام صغار السن .

وتوجد كميات معقولة من الفوسفات فى الأنسجة الرخوة أيضاً . فعندما يحرق الجسم المواد الغذائية للحصول على الطاقة فإنه يخزنها على شكل فوسفات خاصة تسمى « الفوسفات ذات الطاقة المرتفعة » . وتنفست بسهولة هذه « الفوسفات ذات الطاقة المرتفعة » ، وتطلق الطاقة التى كانت مخزونة بها . وعندما يحتاج الجسم لبعض الطاقة (إذا تقلصت عضلة أو غند إرسال أى إشارة خلال العصب أو لبناء جزيء معقد من جزيئات بسيطة فإنه يحطم بعض هذه « الفوسفات المرتفعة الطاقة » .

وبما أن النباتات تحتاج للفوسفات أيضاً مثل باقى الكائنات الحية ، فنجد أن السباد يحتوى على الفوسفات . ويسمى أحد أنواع المباد الهامة والمفيدة « بالسوبر

فوسفات « - ويمكن استخدام العظام الموجودة في الأرض كخصبات لأنها تحتوي على الفوسفات أيضاً .

ولعلنا نذكر أن النبات الذي يتحلل تحت الماء ينتج غاز الميثان، وكذلك يتصاعد الفوسفور الذي في أنسجته على شكل « فوسفين » : وهو غاز سام ذو رائحة كريهة ، وتتكون جزيئاته من ذرة فوسفور وثلاث ذرات من الإيدروجين . ويحترق « الفوسفين » في الهواء في درجة الحرارة العادية ، ويرى أحياناً لهب الفوسفين المحترق انخفت في الهواء فوق المستنقعات . وقد ترجع لهذه الظاهرة أسطورة « سراب المستنقعات » : فقد يظن من يفقدون طريقهم في أراضي المستنقعات عندما يرون هذا اللهب ، أنه إنسان يحمل مصباحاً أو ضوءاً صادراً من نافذة منزل ، فيتوجهون إليه مستبشرين ، ولكن سرعان ما يخيب ظهم .

ويوجد الفوسفات كذلك في فضلات الحيوانات ، كما يوجد على الجزر المتأثرة على ساحل بيرو بكميات كبيرة في رواسب هذه الفضلات وللمسماة « جوانو » ، التي تنتج من أسراب الطيور الرحل التي أقامت هناك منذ العصور الطويلة . ولهذا السبب فالجوانو سماد مفيد جداً .

وهناك مجموعة جديدة من مركبات الفوسفور احتلت حديثاً مكان الصدارة في الصحافة ، ألا وهي المسماة « بغازات الأعصاب » . وتؤثر هذه المركبات على بعض كيميائيات الجسم التي تدفع الأعصاب للعمل . فإذا ما تنفس الإنسان هذه الغازات شلت تماماً كل أعصاب جسمه ، وبالتالي تقف كل أعمال الجسم ، حيث أن عضلاته لا يمكن أن تعمل دون أن تصلها « رسائل » الأعصاب . ويؤدي ذلك إلى الموت في دقائق معدودة . (فيمكنك أن تتخيل ماذا يحدث لمدينة حديثة إذا ما توقفت

فجأة كل أسلاكها الكهربائية) . إن هذه الغازات تسبب موتاً أبشع من أى غاز سام استعمل فى الحرب العالمية الأولى . وإننى لأتمنى ألا تتاح أى فرصة لاستخدامها . .

السم المفضل :

يوجد عنصر الزرنيخ رقم ٣٣ تحت الفوسفور مباشرة فى الجدول النورى . وقد اكتشف هذا العنصر سنة ١٧٣٣ وإن كان معروفاً بشكل أو آخر منذ أقدم العصور . وقد اشتق اسمه من الإسم اليونانى لمعدن أصفر مركب من الزرنيخ والكبريت . ومع أن الزرنيخ من العناصر غير المعروفة ، إلا أنه من أكثرها انتشاراً . فمن المشاكل التى تواجهنا عند تحضير أى قلز من خامات ، هى كيفية التخلص من الكميات الصغيرة من الزرنيخ التى توجد معه .

وإذا ذكرت لفظ زرنيخ لأى إنسان عادى ، فسيتبادر إلى ذهنه فى الحال « التسم » — فإنه بدون شك السم المفضل لدى الكثير من كتاب القصص البوليسية . والشئ المضحك أن « الزرنيخ » المستعمل فى التسم سواء فى الحقيقة أو (على أوسع نطاق) فى القصص البوليسية ليس هو عنصر الزرنيخ ، لأنه غير سام بشكل خاص ، ولكن يستعمل بدلاً منه مركب للزرنيخ هو « ثالث أكسيد الزرنيخ » وتتكون جزيئاته من ذرتين من الزرنيخ وثلاث ذرات من الأكسجين . وتكفى $\frac{1}{4}$ من الأوقية منه لقتل الإنسان فى الحال .

ومن الممكن التعود على الزرنيخ بتناول كميات من الزرنيخ أكثر من الجرعة التى نمت الإنسان العادى دون أن تؤثر فيه . وقد حاول أحد الماوك القدماء والمسعى

« ميثريدنيس ملك الأناط » أن يحصن نفسه ضد كل أنواع السموم المعروفة ، وذلك بتناول كميات صغيرة منها على فترات . وبالطبع لا تصلح هذه الطريقة بالنسبة لكل السموم ، ولكنها تنفع فقط بالنسبة للزرنينخ .

وللكشف عن وجود الزرنينخ في جسم ميت يؤخذ جزء من الأنسجة ويضاف مخلوط من حامض وفلور ، فيتفاعل الحامض والفلور مع بعضها ، ويتصاعد غاز الإيدروجين ، وفي نفس الوقت فإن الحامض والإيدروجين يؤثران على الزرنينخ (إذا كان موجوداً) فيتحول إلى « أرسين » ، وهو غاز سام جداً تتكون جزيئاته من ذرة زرنينخ وثلاث إيدروجين .

وبمجرد وضع مخلوط الإيدروجين والأرسين في أنبوبة يسخن تحتها في نقطة ما فيتصل الأرسين عند الجزء الساخن إلى زرنينخ وإيدروجين . ويترسب الزرنينخ على الجزء البارد من زجاج الأنبوبة على بعد بضع بوصات ككتلة رمادية . ووجود مثل هذه الكتلة يثبت وجود الزرنينخ . وتسمى هذه الطريقة باسم « اختبار مارش » ، نسبة إلى مكتشفها ، وهي مهمة جداً كما ترى في التحقيقات الجنائية .

ويكون ثالث أكسيد الزرنينخ (بأحاده بالماء وبعض أنواع الفدرات الأخرى) ما يسمى « بالزرنينخات » وهي سامة . ولا تعتقد أن السموم تؤثر على الإنسان فقط . فالزرنينخات مهمة ، وتستعمل « كبيد للحشرات » : وهو لفظ مهذب لقاتل الحشرات . فكثيراً ما ترش أشجار الفاكهة بالزرنينخات لاحتفاظ بالثمار لئلا للحشرات . (ومن الأفكار السليمة أن تفضل الفاكهة قبل أكلها حيث أن الزرنينخات ضارة بالجسم) . كذلك ترش حقول القطن بالزرنينخات من طائرات تطير على ارتفاع منخفض حتى يمكن أن تقضى على حشرات بذرة القطن . وأشهر أنواع الزرنينخات معروفة باسم « أخضر باريس » .

ويوجد الزرنيخ كذلك في بعض غازات الحروب « واللوزيت Lewisite » - وهو يأتي بعد غاز الخردل في الترتيب - من أكثر الغازات السامة الكريهة التي استعملت في الحرب العالمية الأولى ، وهو مركب يحتوي على الزرنيخ .

والزرنيخ ليس كله ضاراً . فيمكن استعمال بعض مركباته كأدوية . فقد اكتشف عالم ألماني اسمه « بول إهرلتش » مركباً للزرنيخ اسمه « آرسفينامين » أو « ٦٠٦ » (لأنه كان المركب السادس بعد الستائة الذي قام ببحثه) . ويستعمل بحذر في علاج الزهري ، ولو أن استعماله قد توقف الآن بسبب انتشار مضادات الحيوية التي تقوم بنفس العمل وبأسرع منه .

أهمية التجمد والانصهار السليمين :

والزرنيخ قريبان ثقيلان هما الأنتيمون وهو رقم ٥١ ، والبزموت ورقمه ٨٣ . وقد عرفا منذ قديم الزمن . واسماهما قديمان ولا يعرف أصلهما .

والأنتيمون مادة بيضاء فضية يمكن تحضيرها على أشكال متآصلة عديدة ، وأشربها شكل غير ثابت يسمى « الأنتيمون المتفجر » : ويدل الاسم على ما يعنيه بالضبط . فلو حك الأنتيمون المتفجر فإنه يتفجر بقوة ويتحول إلى الأشكال العادية للأنتيمون ، وتنطلق منه كمية كبيرة من الحرارة . ويوجد الأنتيمون المتفجر في المعامل فقط . أما الأشكال الطبيعية للعنصر فهي غير متفجرة بالمرّة .

والأنتيمون ليست له الشهرة السيئة التي اقربيه الزرنيخ ، ولكنه في بعض النواحي ليس أحسن منه ، فهو يكون مركباً يسمى « ستيين » تتكون جزيئاته

من ذرة من الأنتيمون وثلاث ذرات من الإيدروجين . وبذا فهو يشبه الأرسين مع استبدال ذرة زرنينخ بذرة أنتيمون ، وهو سم شديد مثل الأرسين .

وقد استعمل قدماء المصريين ثالث كبريتيد الأنتيمون (وتكون جزيئاته من ذرتين من الأنتيمون وثلاث ذرات من الكبريت) في عمل أقلام الحواجب . وقد حدث هذا منذ خمسة آلاف سنة . أما الآن فإننا نستعمله في نواح أقل رومانتيكية : إنه يوضع على رؤوس عيدان ثقاب الأمن ، لأن ثالث كبريتيد الأنتيمون يحترق مثل شبيهه ثالث كبريتيد الفوسفور ، ولكن ليس بنفس السهولة . فالحرارة الناتجة من الاحتكاك العادي لاتكفي لإشعاله . لذا فالشرارة الناتجة من احتراق الفوسفور الأحمر على الصندوق أو المشط هي التي تشعله .

والأنتيمون هو من العناصر المعدنية (وسأذكر الباقي فيما بعد) التي تختلط ببعضها ليصنع منها « فلز الطباعة » . وفلز الطباعة هو نوع من السبائك (أى مخلوط من الفلزات) ودرجة انصهاره منخفضة . فلو صهر ثم صب في قوالب وترك ليبرد فسيتجمد ليأخذ بالطبع شكل القالب . فلو كان القالب على شكل الحروف الأبجدية فإن فلز الطباعة سيتشكل بنفس الطريقة وتنتج عن ذلك قطعة من حروف الطبع . ولو وضعت مجموعة من هذه القوالب في صنف ، وصب عليها فلز الطباعة وتجمدت على شكل قطعة واحدة لتتجت عنها شريحة تصلح للطبع . ولو غمس وجه هذه الشريحة في الخبر ثم ضغطت على قطعة من الورق لظهر عليها سطر مطبوع .

وقد تعتقد أن أى فلز ذى درجة انصهار منخفضة ربما يفي بهذا الغرض . ولكن الواقع غير هذا ، لأن معظم السوائل تنقلص عندما تتجمد . وإذا تقلص أى سائل عندما يتجمد ، فسينتج عن ذلك ابتعاده عن حواف القالب ، وبالتالي لن يصبح

الشكل النهائي للحروف حاد القطع . ولكن فلز الكتابة هو من الاستثناءات القليلة لهذه القاعدة : فهو لا يتقلص بالتجمد بل يتمدد . وعلى هذا يمكنك أن تتصور مصهوره ، وهو يتمدد بالتجمد ، فيملأ كل التجويف والتجمدات التي بالقالب فينتج عنها حروف سليمة الشكل واضحة المعالم وحادة .

ويعتزج البزموت (bismuth) كذلك بعناصر أخرى ليكون مواد ذات درجات انصهار منخفضة . ويلاحظ هنا أهمية انخفاض درجة الانصهار : فتنصهر بعض المخلوطات عند درجة حرارة أقل حتى من درجة غليان الماء ، وتسمى بالسبائك « القابلة للانصهار » . و« معدن وود » مثلاً ، وهو سبيكة قابلة للانصهار ، ينصهر عند درجة ٧١ درجة مئوية .

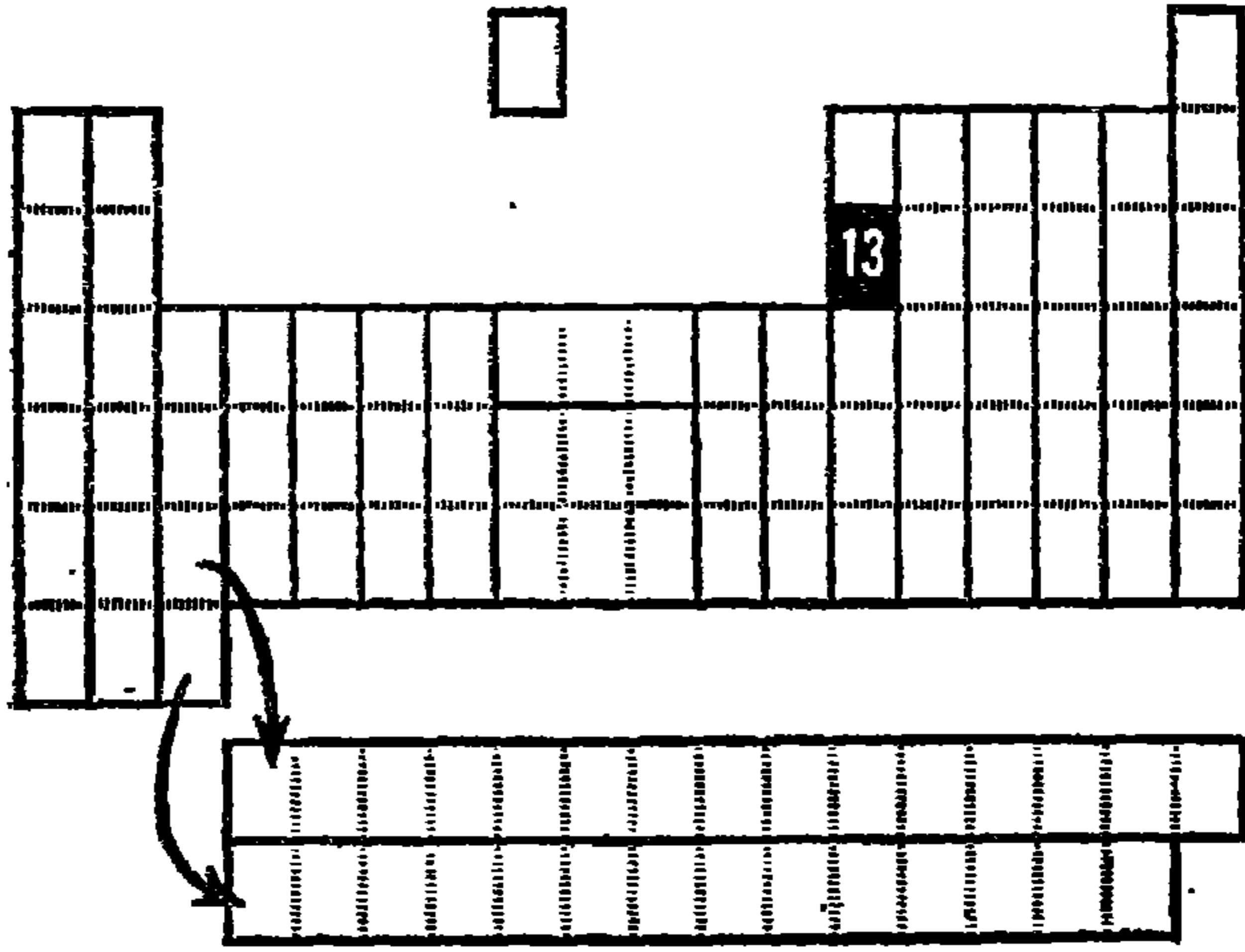
ولذا يستخدم « معدن وود » في المقالب المضحكة ، فتقدم إلى الضيوف ملاعق مصنوعة من هذا المعدن أثناء تناول الشاي . وتشغل الضيف بالحديث أثناء تقليب الشاي بالملقعة . وبالطبع ان يلاحظ أحد أن طرف الملقعة المغمور في السائل قد انصهر ، وأنه ممسك بيد الملقعة فقط ، وأنه يقاب الهواء .

وهناك استعمالات أخرى للسبائك القابلة للصهر ، وهي على درجة من الأهمية . فهي تستعمل في أجهزة الرش الأوتوماتيكية . فتوضع في أسقف المصانع وأماكن العمل رشاشات معدة للعمل ، ولكن ما يمنعها من العمل هو وجود كتل من السبائك القابلة للانصهار . فإذا ما اشتعلت النيران ، فسرعان ما تنصهر هذه الكتل وتبدأ الرشاشات في العمل بكل قوتها على إطفاء الحريق .

ومن استعمالات البزموت المعروفة والتي نراها في المنازل هي شكل « تحت جالات البزموت » (وهو مركب ذو جزيئات معقدة) ، ويستعمل كمسحوق لتطهير الجروح . وبعض مركبات البزموت تستخدم لهدهذة المعدة المتعبة .

الفصل العاشر

الألومنيوم عنصر المطابخ



الفلزات واللافلزات :

تنقسم العناصر إلى مجموعتين : معظمها (ثمانون بالتحديد) فلزات ، والباقي ، وعدده اثنان وعشرون ، لا فلزات . وقد سبق في هذا الكتاب أن استعملت كلمة فلز أو معدن لآني على ثقة من أنكم سوف تعرفون ما أعني : فقد رأيتم جميعاً الفلزات وتعرفون كيف تبدو .

فالفلزات عند صقلها لها بريق أو لمعان خاص يطلق عليه « البريق المعدني » .
أما المواد اللافلزية (سواء كانت عناصر أو مركبات) فهي شفاقة غالباً ، أو بيضاء
أو ذات ألوان باهتة وليس لها بريق . والكبريت مثال على ذلك .

والفلزات « جيدة التوصيل » للحرارة والكهرباء ، أي تنتقل الحرارة والكهرباء
بداخلها بسهولة . وتصنع الأسلاك الكهربائية دائماً من الفلزات ، وكذا تصنع
المشعات والمبردات في العربات والمنازل من الفلزات . أما اللافلزات فهي على العكس
من هذا ، أي « رديئة التوصيل » للحرارة والكهرباء .

والفلزات « قابلة للطرق » ، أي يمكن طرقها إلى صفائح رقيقة ، وهي قابلة
للسحب — أي يمكن تحويلها إلى خيوط وأسلاك . ولا يمكن أن تتخيل أن الكبريت
أو الكربون (وهما من اللافلزات) من الممكن أن يطرقا على شكل صفائح أو يسحبا
على شكل أسلاك . فأى طريقة تميلها إلى مسحوق . وتميز الفلزات بالمرونة ، أي
يمكن ثنيها وبرمها دون أن تنكسر . وحتى لو أمكن تحضير صفائح رقيقة من
الكبريت ، وذلك بتجميد الكبريت المنصهر على سطح مستو ، فإنها تنفتت في الحال
إذا حاولت ثنيها .

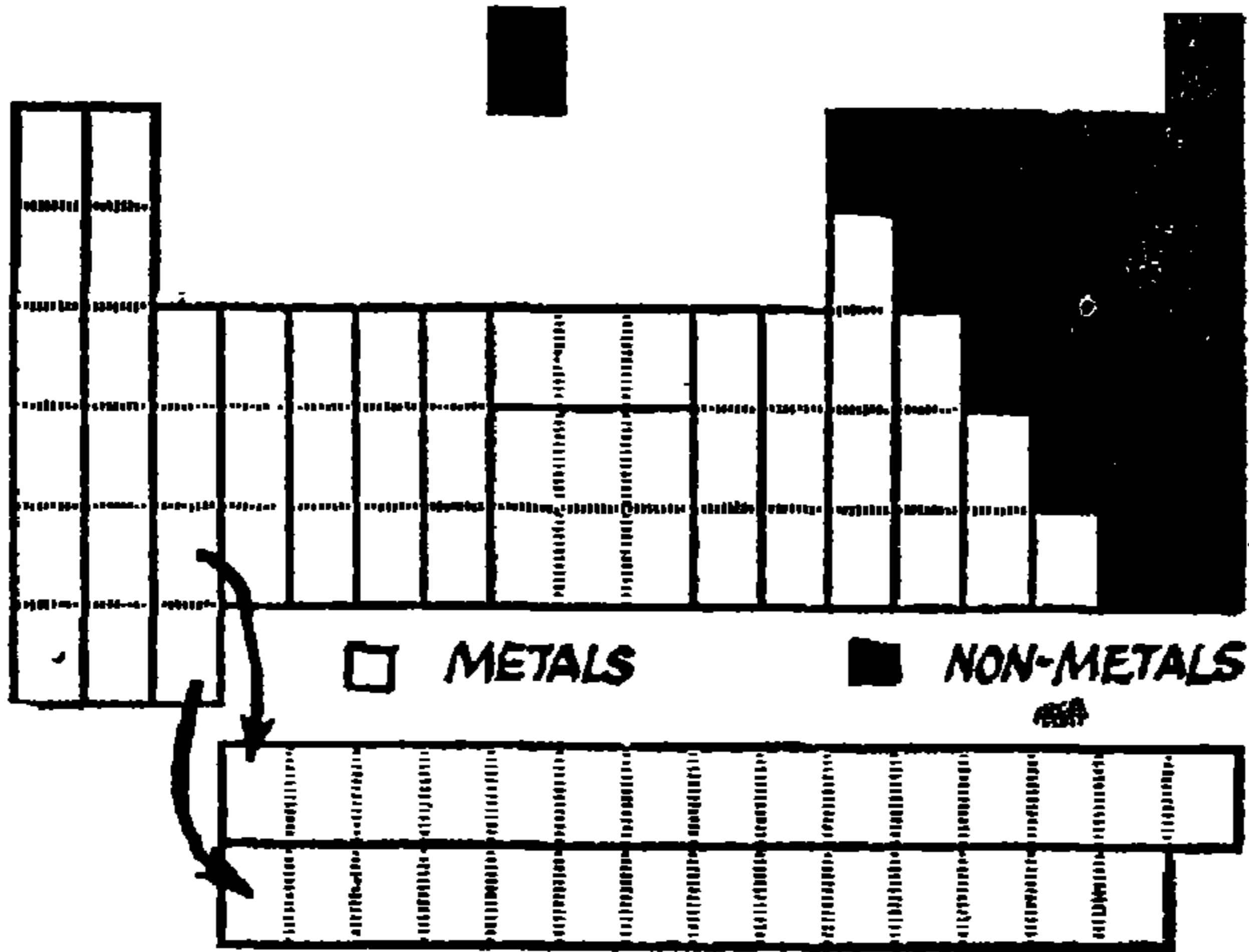
وقد حاول الكيميائيون التمييز بين العناصر الفلزية واللافلزية وذلك بالأسماء التي
يطلقونها عليها . فقد حاولوا بقدر المستطاع أن تكون أسماء الفلزات منتهية بالمقطع
(يم ium) . واللافلزات تنهى بحرف (النون n) أو (ني ne) .

فبالإشارة إلى الواحد والعشرين عنصراً التي شرحتها سابقاً ، نجد تسعة عشر منها
لا فلزات ، وأسماءها هي إيدروجين ، وأكسجين ، ونيتروجين ، وهيليوم ، ونيون ،
وأرجون ، وكريبتون ، وزينون ، وكربون ، وسيليكون ، وكالورين . وفلورين ،
ورومين ، ويود ، وكبريت ، وسيلينيوم ، وتلوريوم ، وفوسفور ، وزرنيخ .

نلاحظ أن ثلاثة عشر من هذه العناصر تنتهى أسماءها بحرف n أو ne . أما الستة الباقية فتوجد منها الفوسفور والزرنيخ والكبريت وقد سميت بأسمائها القديمة قبل التفكير الحديث عن العناصر . وقد سمي الهيليوم باسمه عندما لم يعرف أى شىء عنه سوى خطوط الطيف (أنظر الفصل الرابع) . وقد ظن « لو كير » وقتئذ أنه فلز (كان من الواجب تسميته « هيليون » ، ولكن فات الأوان) . وأخيراً بالنسبة للسيلينيوم والتلوريوم فهما حالتان بين بين ، فبعض أشكالها المتأصلة تتفاعل كالفلزات .

أما الأتيمون والزموت السابق شرحهما فاسماهما قديمان يرجعان إلى ما قبل التفكير الحديث عن العناصر .

وبما يلفت النظر تجمع العناصر اللافلزية في جزء واحد من الجدول الدورى كما هو واضح من الرسم :



ومن بين الواحد والثمانين عنصراً التي سأشرحها وأناقشها بعد هذا ، يوجد فقط ثلاثة عناصر لافلزية (ان آتى على هذه العناصر الثلاثة إلا عند نهاية الكتاب) . أما باقى العناصر فهى فلزية ، وسأبدأ بشرح أكثرها انتشاراً ، وهو أحد العناصر المعروفة واسمه « ألومنيوم » ورقمه ١٣ .

الفلز القيم المنتشر حولنا :

يعتبر الألومنيوم ثالث العناصر انتشاراً على القشرة الأرضية . ويسبقه فى ذلك الأكسجين والسيليكون ، وكلاهما من العناصر اللافلزية . وتتكون أكثر من $\frac{1}{4}$ القشرة الأرضية من الألومنيوم ، وهو موجود فى التربة غالباً على شكل أنواع مختلفة من سيليكات الألومنيوم . وهى مركبات مكونة من ألومنيوم وسيليكون وأكسجين بالإضافة إلى عنصر أو عنصرين . وتكون بعض سيليكات الألومنيوم المحتوية على أى نوع من الفلزات الأخرى الجواهر الحمراء المعروفة باسم « العقيق » .

والجرانيت هو أكثر الصخور انتشاراً على سطح الأرض . والقارات ما هى فى الواقع إلا طبقات ضخمة من الجرانيت متداخلة مع نوع آخر من الصخر المعروف بالبازلت . ويقع البازلت أسفل القارات الجرانيتية ويوجد كذلك تحت المحيطات .

ويعتبر كل من الجرانيت والبازلت من الصخور النارية أى أنها تكونت بتأثير الحرارة الشديدة الموجودة تحت الأرض . والصخور العميقة تحت الأرض والساخنة لدرجة تكفى لصهرها تسمى « ماجما » . فعندما تنطلق من البراكين تكون « الحمم » . وتسمى الصخور المنصهرة التى تبرد بسرعة لتكون كتلة صلبة زجاجية « الأوبسيديان » . وقد تصاحب الحمم عند انطلاقها فقائيع غازية ، عندئذ تتجمد على شكل ضخور خفيفة إسفنجية تطفو فوق الماء . وتسمى مثل هذه الصخور « بالحجر الخفاف » .

ويتكون الجرانيت من ثلاث مواد هي الكوارتز والفلسبار والميكا . والكوارتز كما سبق أن شرحته في الفصل السادس هو ثاني أكسيد السيليكون . أما الفلسبار والميكا فهما شكلان من سيليكات الألومنيوم . ويشير الجيولوجيون أحياناً إلى القارات على أنها جزء من طبقة « السيال » الداخلة في تكوين القشرة الأرضية . وكلمة « سيال »^(١) هي اختصار للسيليكون والألومنيوم .

وأحد أنواع الفلسبار التي توافقت النظر ، معدن لونه أزرق قاتم يسمى « لابس لازولي »^(٢) ، وهو من الأنواع النادرة التي تعتبر نصف كريمة . أما النوع الصناعي منه فيسمى الزهرة أو « الأترامارين »^(٣) .

ويمكن فصل الميسكا عن بعضها على شكل صفائح رقيقة شفافة تسمى أحياناً غراء السمك^(٤) . وتستعمل الميسكا بدلاً من الزجاج في الاستعمالات التي تتطلب مقدرة على الاثناء مثل النوافذ المقوسة . كما تستخدم الميسكا في صناعة نوافذ أفران الصهر العالية لأنها تتحمل الحرارة أكثر من الزجاج . ويصنع الثلج الصناعي الذي يزين أشجار عيد الميلاد من أجزاء صغيرة من الميسكا . وهذا الثلج لونه أبيض ومتألق وغير قابل للاحتراق .

وقد سبق أن شرحت في الباب السادس أن الكوارتز يتأثر بعوامل التعرية كالرياح والجوفيتفتت إلى رمل . وبنفس الطريقة يتحول الفلسبار إلى طفل . وحييات الطفل أصغر من حييات الرمل وهي تكون كتلاً إسفنجية تحتفظ بمياه الأمطار

Sial (٢)

Lapis Lazuli (٢)

Ultramarine(٣)

Isinglass (٤)

وتعرقل سرعة بخرها . وعندئذ تظهر فائده لخصوبة الأرض بالرغم من عدم فائدة كل من الألومنيوم والسيليكون للكائنات الحية . (كذا لا يوجد أى من هذين العنصرين فى الأنسجة الحية) . وتسمى التربة المكونة من الطفل المخلوط بالرمل ومركبات الحديد « بالأرض الدفانية » (١) .

ويعتبر الطفل من أهم المواد الخام وأكثرها انتشاراً فى عمليات البناء . فالطوب ماهو إلا طفل غير نقي حرق إلى ١٠٠٠ درجة مئوية تقريباً .

ويحتوى الطوب على الرمل بالإضافة إلى الطفل . وكذا يحتوى الطوب الأحمر على مركبات الحديد ويرجع إليه اللون الأحمر ، والطوب صلب ومتين وغير قابل للاشتعال .

ويستعمل « الكاولين » (وهو نوع من الطفل النقي) فى صناعة الفخار والصينى . والصينى « البورسايين » لامع وغير مسامى وشبه شفاف . ويسمى الكاولين بعد حرقه حتى يفقد لعانه باسم « الفخار الطفلى » (٢) . أما الكاولين الذى يحرق فى درجات الحرارة المنخفضة حتى يبقى مسامياً فيسمى « الفخار » (٣) . ويطلق لفظ « القيشانى » (٤) أو الصينى على الأطباق التى تأكل فيها جميعاً والمصنوعة من الكاولين المحروق . وهذه الأمثلة الأولية تفسر لماذا سميت هذا العنصر باسم عنصر المطابخ . ويتحول الطفل المضغوط تحت الأرض ، والذى عصر جيداً ، إلى كتل من

Loam (١)

Stoneware (٢)

Earthenware (٣)

Ceramics (٤)

« الأردواز » slate . ويمكن فصل الأردواز على شكل ألواح منبسطة كالسبورة التي نراها في حجرات الدراسة .

ويكون الألومنيوم مع الكبريت والأكسجين وعناصر أخرى سلسلة من المركبات المعروفة باسم « الشب » ، وهي معروفة منذ زمن طويل . وقد اشتق اسم الألومنيوم من اسم ألوم alum أي الشب . والشب مادة قابضة تجعد الجلد وأغشية الجسم الأخرى . فإذا قرب « قلم الكي » الذي يحتوي على الشب من الجروح الناتجة من حلاقة الذقن ، فإنه يضم الجرح ويوقف النزيف . ويستخدم الشب كذلك في تنقية مياه الشرب ، لأنه يتسبب في تجميع البكتريا على بعضها ، وترسب في القاع كل المواد الغير مرغوب فيها مثل البكتريا والشب والأجسام الغريبة الأخرى ، وتعلوها المياه النقية الخالية من الجراثيم .

ويستخدم الشب أو كبريتات الألومنيوم (وهو تبسيط لجزء الشب) في « تغرية » الورق . فيضاف إلى عجينة لب الخشب وبعض المواد الفردية التي تلحم الأنسجة ببعضها لتكون ألواحاً مصقولة . وتضاف كبريتات الألومنيوم كذلك في صناعة النسيج لأنها تتفاعل مع الماء وتكون جسيمات دقيقة جداً من إيدروكسيد الألومنيوم ، وهذه تلتصق بشدة بالألياف النسيج . ومن ناحية أخرى تلتصق مركبات الصبغة بإيدروكسيد الألومنيوم أكثر من التصاقها بالألياف ذاتها . وهكذا تعتبر كبريتات الألومنيوم نوعاً من مثبتات الألوان التي تسهل عمليات الصباغة .

وقد تعتقد ، بعد هذا الشرح ، أن فلز الألومنيوم ، مثله كمثل مركباته ، واسع الانتشار وقليل التكلفة . ولم لا ، فالمفروض أن الطفل يلى الرمل في رخصه الشديد . ولم يكن الأمر بهذه السهولة في البداية : فذرات الألومنيوم ملتصقة تماماً بالذرات الأخرى في السيليكات الواسعة الانتشار ، ومن المحال فصلها منها . وأول

من تمكن من فصل الألومنيوم هو الكيميائي الدانماركي « هانز كريستيان أورستد » سنة ١٨٢٥ . ولكن لم يتم استخلاصه لأغراض تجارية إلا سنة ١٨٥٠ . وحتى في هذا الوقت كان من الصعب الحصول عليه لارتفاع ثمنه . وكانت تكاليف الرطل منه ٩٠ دولاراً أو أكثر ، مما جعله أغلى من الفضة أو باهظ التكاليف كالذهب .

وكان نابليون الثالث الذي حكم فرنسا في الخمسينيات والستينيات من القرن التاسع عشر يستعمل شوكة من الألومنيوم (في حين يقدم لضيوفه الذهب والفضة) . وأهدى لطفاه هدية ثمينة وهي لعبة « شخشيخة » من الألومنيوم . وقد عرضت كتلة من الألومنيوم في سوق باريس الدوائية سنة ١٨٥٥ وأطلقت عليها « فضة من الطفل » . وتطورت طرق فصل الألومنيوم تطوراً بطيئاً في الثمانينيات من القرن التاسع عشر . وهبطت التكاليف إلى ٥ دولارات للرطل . وعند بناء تمثال واشنطن سنة ١٨٨٤ وضع عليه غطاء للرأس من الألومنيوم الصلب مازال موجوداً حتى الآن ، وهو يكون الطرف المدب الأعلى للتمثال ، وتراه في أي صورة .

الكهرباء تقوم بالعمل :

ثم حدث في سنة ١٨٨٦ ما غير كل شيء . فقد اكتشف كيميائي أمريكي اسمه « تشارلز مارتن هول » — في الثانية والعشرين من عمره وكان حديث التخرج — اكتشاف طريقة رخيصة التكاليف لتحضير الألومنيوم من أكسيد الألومنيوم ، مما جعله من الأغنياء طيلة عمره . وقد اكتشف الكيميائي الفرنسي « ب . ل . ت هيويت » نفس الطريقة وفي نفس الوقت تقريباً ، وقد ولد في نفس العام أيضاً مع « هول سنة » ١٨٦٣ ، وماتا في نفس العام سنة ١٩١٤ .

وأكسيد الألومنيوم النقي مادة متبلرة بيضاء تحتوي جزيئاتها على ذرتين من

الألومنيوم وثلاث أكسجين. ويطلق عليه اسم «ألومنيا». و «الكوراندوم» (١) نوع من أكسيد الألومنيوم الموجود في الطبيعة بصورة تقيّة نوعاً ما. أما النوع الأقل نقاوة فيسمى «الصفرة». وكلاهما شديد الصلابة، وإن كان أقل صلابة من الكوراندوم والماس ولكنهما أرخص ويستخدمان في كشط المعادن.

وتستعمل أجزاء صغيرة من لدائن الكوراندوم في عمل أحجار الساعات وبعض الآلات الأخرى. والكوراندوم ينصهر عند درجة مرتفعة (أو بمعنى آخر «يتحمل الحرارة») ولذا يستخدم في تبطين الأفران. كما يمكن أن يستخدم الطوب في بناء مداخل المنازل.

وتتكون كثير من المجوهرات (وبعضها قيم) من الكوراندوم وتضاف إليه كميات صغيرة من الشوائب التي تضيف عليها لونها. فمنها «الياقوت الأصفر»، «الياقوت الأزرق»، «الياقوت الأحمر». ويمكن عمل الياقوت الأحمر والأزرق الصناعي بإضافة الشوائب المناسبة إلى الكوراندوم. وعندئذ تسمى الجواهر «الصناعية»، وتركيبها الكيميائي مشابه تماماً للأحجار الطبيعية. أما «الفيروز» وهو أكثر تعقيداً فهو نوع من فوسفات الألومنيوم.

ويوجد «البوكسيت» وهو نوع من أكسيد الألومنيوم ومن أكثرها نفعاً بكميات وافرة في أجزاء مختلفة من العالم. وينقى أولاً للتخلص من السيليكون والأنواع الأخرى من الذرات الغير مرغوب فيها، وبذا يتحول إلى مسحوق الألومنيا الأبيض. وتذوب الألومنيا في مصهور معدن يسمى «الكربوليت» وتتكون جزيئاته من ذرات من الألومنيوم والفلور وغيرها. وهذا هو مفتاح اكتشافات

« هول وهيرولت » ، أى وجود معدن يذوب الألومينا بالتسخين الشديد . ويوجد الكربوليت بشكل قاطع فى غرب جرينلاندة . حتى الفضلات المتجمدة تسام بشكل هام فى مدينتنا الحديثة . وحالياً يستعمل الكربوليت المركب فى المعامل .

ويوضع المحلول الساخن فى إناء مبطن بالكربون تنفذ منه قضبان من الكربون . ويمر التيار الكهربائى فى المحلول بين القضبان وبين جدران الإناء الداخلية . (ومع أن الكربون غير فلز إلا أنه يوصل الكهرباء) . ويعمل القاع على شكل مصهور (وحتى اليوم يعتبر تحضير الألومنيوم من أهم استعمالات الكهرباء فى الصناعة) .

ولم تمض فترة قصيرة على اكتشاف هذه الطريقة حتى هبط سعر الألومنيوم إلى ٣٠ سنتاً للرطل أو أقل . وأصبح الألومنيوم رخيصاً ومتوفراً ، وازدادت استعمالاته المهمة .

أهمية خفة الفلز :

لم يستعمل الإنسان المعادن فى صناعة الأسلحة والبناء إلا منذ ٦٠٠٠ عام (وفى معظم أنحاء العالم فى أول من هذه المدة) . وقبل هذا استعمل الإنسان الحجارة لمئات الألوف من السنين .

وتتفوق المعادن على الحجارة فى عدة نواح : فبعضها أقوى من الحجارة ، إذ يتحمل عمود من المعدن من الثقل أكثر مما يتحمل مثيله من الحجر ، وهو أصعب منه وأكثر مرونة . فأى ضربة مفاجئة قد تثنى أو تلوى المعدن فى حين أن نفس هذه الضربة تحيل الحجر إلى أجزاء صغيرة .

وللمعادن أيضاً بعض المساويء بالمقارنة بالحجارة : والوزن أحدها . فكثير من المعادن أثقل من الحجارة ، وبالتالي يصعب العمل بها . فلو كانت الكتلة الضخمة من الحجارة التي بنيت بها الأهرام من الصلب ، لما تمكنت كل القوى العاملة في مصر من إقامتها حتى لو استعملت الآلات لذلك .

وأى مادة تجمع بين قوة المعدن وخفة الحجارة تصبح ذات قيمة كبيرة ، والألومنيوم يقرب من مثل هذه المادة . ذلك أن الألومنيوم يتساوى في ثقله مع الجرانيت أو الرخام ، ولكنه يبلغ حوالى $\frac{1}{3}$ ثقل الحديد أو الصلب . ووزن البوصة المكعبة من الحديد $\frac{1}{4}$ أوقية . أما البوصة المكعبة من الألومنيوم (أو الحجر) فتزن $\frac{1}{8}$ أوقية . والألومنيوم أقوى من الحجارة ولكنه ليس في قوة الحديد . ويتحمل قضيب من الحديد أثقلاً أكثر من قضيب له نفس الحجم من الألومنيوم .

ويمكن تقوية الألومنيوم بإضافة كميات صغيرة من المعادن الأخرى ، أو بمعنى آخر عمل سبائك منه . وعادة ما تكون للسبائك خصائص تختلف عن خصائص مكوناته . وهناك مئات من السبائك المختلفة لكل منها خصائصها الذاتية وفوائدها . فلو أضفنا مثلاً أربعة أرطال من النحاس ونصف رطل من كل من المنجنيز والمغنسيوم إلى خمسة وتسعين رطلاً من الألومنيوم ، فنحصل على سبيكة تسمى « ديورال » . والديورال بشكل عام أقوى من الألومنيوم النقي ، وإن لم يصل إلى قوة الحديد وسبائكه ، ولكنه يكفي لكثير من الأغراض .

وهناك كثير من الحالات التي تظهر فيها أهمية خفة المعدن بحيث تتغاضى عن متاعه . ومثال ذلك الطائرات ، فأمم شيء أن تكون خفيفة الوزن . وهي تصنع

غالباً من الألومنيوم . كذا يستعمل في القطارات والعربات والسيارات حيث تكون الخفة أهم من المتانة .

وتظهر فائدة خفة الألومنيوم في نواح أخرى . فهو جيد التوصيل للكهرباء . وقد يفوقه بعض الفلزات في هذا المضمار إلا أنها أثقل ومرتفعة التكاليف . ويوصل سلك من النحاس الكهرباء أسرع من سلك من الألومنيوم بنفس الحجم . ولكن يزيد وزن سلك النحاس عن الألومنيوم بثلاث مرات . وإذا استعملنا سلكاً سميكاً من الألومنيوم بنفس وزن سلك النحاس الرفيع ، فإنه يفوقه في توصيل الكهرباء . وعندئذ يصبح الألومنيوم أرخص أيضاً . ولهذا السبب ورغم أن أسلاك الكهرباء في منازلنا مصنوعة من النحاس ، فإن خطوط توصيل الكهرباء بين المسافات البعيدة تصنع عادة من الألومنيوم .

وثبت إحدى فوائد الألومنيوم التي تبهر النظر ، مقدرته على عكس الضوء ، فتكثف طبقات رقيقة منه على مرآة التلسكوب . والواقع أن هذه الطبقة من الألومنيوم هي التي تجعل منها مرآة .

أهمية التآكل السليم :

هناك ناحية أخرى يتفوق فيها الألومنيوم على الحديد ، فهو لا يصدأ ولا يتآكل . ويرجع هذا لسبب فريد ، فالألومنيوم عنصر أكثر نشاطاً من الحديد . ويتفاعل مع الأكسجين بطريقة أسرع وأسهل . وكون الألومنيوم يتآكل بسهولة هو الذي يمنع استمرار تآكله .

فيتكون أكسيد الألومنيوم باتحاد الألومنيوم بالأكسجين . ثم يلتصق بشدة بسطح فلز الألومنيوم . وما أن تتكون طبقة رقيقة من أكسيد الألومنيوم (وهي

طبقة رقيقة لدرجة الشفافية التامة) حتى تحمي الفلز من مزيد من التآكل . وأكسيد الفلز الموجود على سطح الفلز خامل ولا يتحد بعد ذلك بالأكسجين . وتحمي طبقة أكسيد الألومنيوم فلز الألومنيوم ذاته من الأكسجين . وهكذا يظهر الألومنيوم لامعاً ولا يتأثر بالهواء والجو . ويمكن جعل طبقة أكسيد الألومنيوم دائمة إذا ما غمر الألومنيوم في محلول يمر به تيار كهربائي ، ويسمى الألومنيوم الذي عمل بهذه الطريقة « بالألومنيوم المصعد » .

ولهذا السبب يزيد استخدام الألومنيوم لعمل الجدران الخارجية والأبواب وإطارات النوافذ وصنابير المياه ... الخ . فهو لا يحتاج لدهان أو عناية خاصة . وإذا كان من قطعة واحدة ، فلن يتبعج مثل الخشب . والأشياء المصنوعة من المعدن تتحطم بالطبع أسهل من الحديد . لذلك فهناك مجالات لا يمكن للألومنيوم أن يحل محل الحديد فيها .

ولون مسحوق معظم الفلزات أسود ، يُصرف النظر عن مظهر الفلز الأصلي ، ولكن مسحوق الألومنيوم يستثنى من هذه القاعدة . فمسحوقه مثل قطعة منه لامع وفضي . ويخلط مسحوق الألومنيوم بزيت بذرة الكتان لعمل « طلاء الألومنيوم » . وتطلى به السطوح التي يراد بها أن تعكس الضوء أو تشع الحرارة أو التي يراد حفظها من التآكل . والألومنيوم عاكس جيد للضوء وخصوصاً بعد صقله ، ولذا يستخدم في مرايا التلسكوب التي تحتاج لأكبر قدر من الضوء المنعكس .

ويصلح الألومنيوم لصناعة الأدوات المنزلية ، وحالياً نستعمل جميعاً أواني الألومنيوم — الشيء الذي كان يعجز عنه نابليون الثالث . ويوصل الألومنيوم الحرارة جيداً ، وبذا يسخن الطعام إذا وضع على النار . وهو لا يتآكل ولا يتأثر

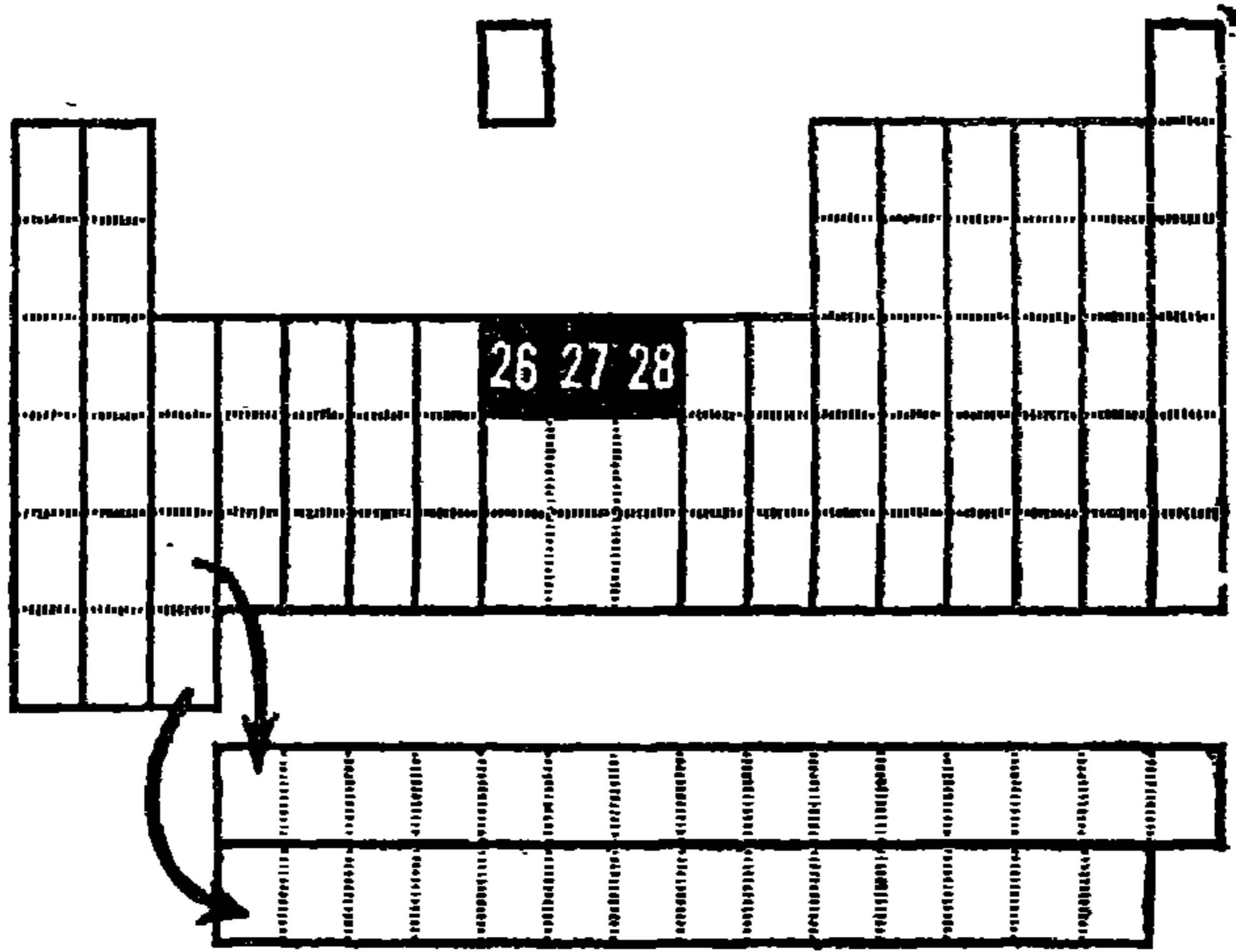
بالرصاص أو المواد الكيميائية الأخرى الموجودة في الطعام لأن طبقة أكسيد الألومنيوم تحميه . (وتحمى هذه الطبقة الطعام كذلك، فلا يختلط بالألومنيوم ويسمم الطعام بأي طريقة ، رغم بعض المتاعب المنزلية بين الحين والآخر . ولا يسبب الحديد أو الألومنيوم أى تسمم بكميات صغيرة منها) . ومن أفضال الألومنيوم أنه خفيف فلا يثقل على ربة البيت التى تروح وتجيء باوانها طول النهار ، وهكذا ترى لماذا يسمى الألومنيوم « عنصر المطابخ » .

وهناك طريقة أخرى تقابل فيها الألومنيوم كل يوم ، ألا وهى الصحف الرقيقة اللينة والمعروفة « بورق الف » . فهو مستخدم فى لف اللبان ، وعلب السجائر ، والزبد ، ومئات الأشياء الأخرى التى نشترىها من المخازن فى كل وقت . وقد بدأت ربات البيوت حديثاً فى استخدام هذا الورق الألومنيوم فى الطهو وحفظ الطعام مما جعله أكثر فأكثر عنصر المطابخ .

الفصل الحادي عشر

الحديد

العنصر القوي



السلح السرى:

تعتبر الإلياذة أسطورة شعرية من أقدم الأدب الكلاسيكي، ويقال إن يونانياً يسمى «هوميروس» كتبها سنة ٨٠٠ ق.م. وهي تتناول حصار الجيش اليوناني لمدينة طروادة الذي دام عشر سنوات. وقد حدث هذا الحصار حوالي عام ١١٠ ق.م. فإذا قرأت هذا الشعر وجلت أن الحاربيين كانوا يلبسون أردية من البرونز، ويحملون سيوفاً ودروعاً من البرونز، ويستخدمون حراباً أطرافها من البرونز.

فبعد أن عرف الإنسان كيف يحصل على المعادن من مركبات في الأرض (تسعى المركبات المحتوية على المعادن بالمواد الخام) كان البرونز أول معدن وجد أن صلابته تصلح لعمل الدروع والأسلحة ، والبرونز هو سبيكة من النحاس والقصدير . وسميت الفترة التي استخدم فيها البرونز (بالعصر البرونزي) .

وقد عرف الحديد في نفس الوقت ، وهو العنصر رقم ٢٦ . ويرجع تاريخ الأشياء الحديدية التي وجدت في مقابر قدماء المصريين إلى ٣٥٠٠ سنة ق . م أو قبل هذا . ولكن حتى هذا الوقت لم يستخدم الحديد بكميات كبيرة . وقد كان في الواقع معدناً شبه قيم . ففي الإلياذة مثلاً ، منحت كتلة كبيرة من الحديد كجائزة للفايز في سباق رياضي . ولم تتمكن أي مجموعة من معرفة كيفية الحصول على كميات كبيرة من الحديد (من خام الحديد) إلا حوالي سنة ١٥٠٠ ق.م. وكانت كميات تكفي لعمل الأسلحة والدروع .

والحيثيون هم أول من نجحوا في هذا . وكانوا يعيشون في آسيا الصغرى في ذلك الوقت (تركيا الحديثة) . وعندما خرجوا ليحاربوا بهذا المعدن الجديد ، وجد أعداؤهم المنبهرون أنفسهم ضحايا « سلاح سرى » ، فلم تصمد الدروع والرماح البرونزية أمام الدروع الحديدية . فقد اثنيت وثلمت السيوف والرماح ، ومن الناحية الأخرى اخترقت السيوف الحديدية والرماح ذات الرؤوس الحديدية الدروع والأسلحة بسهولة . وهكذا ترى أن الحديد أصلب من البرونز .

وبازدياد معرفة المعدن الجديد بدأت الجماعات ، الواحدة بعد الأخرى ، تهجر البرونز إلى الحديد ، ودخلت البشرية العصر الحديدي . وحوالي سنة ٦٠٠ ق . م . ، استخدمت الجيوش الآشورية الفاتحة الحديد وحده تقريباً .

ويعتبر الحديد حالياً أرخص أنواع المعادن ، بل يبلغ ثمن بعض أنواعه سنئاً واحداً للرطل الواحد . وهو ثاني العناصر انتشاراً على القشرة الأرضية وتبلغ نسبته ٥٪ منها . وحقيقة أنه ليس منتشراً مثل الألومنيوم ، ولكن يسهل الحصول عليه من مركباته ، وهذا يخفض من ثمنه .

ويزداد الحديد انتشاراً نظراً لطبقات الحديد التي تظهر كلما ازداد توغلنا في باطن الأرض . ومن المحتمل أن مركز الأرض يتكون أساساً من حديد سائل . وإذا وضعنا في الاعتبار تكوين كل الكرة الأرضية ، وليس فقط القشرة الخارجية ، نجد أن وزن الحديد يفوق في كوكبنا وزن باقي العناصر الأخرى ، وقد يبلغ وزنه ٤٠٪ من وزن الكرة الأرضية .

وتلتقط الأرض أيضاً الحديد من الفضاء الخارجي . وذلك لأن تكتلات لا عدد لها من الأجسام الصلبة تدور حول الشمس (بعضها كبير كالجبال ، والآخر صغير كحبات التراب) . وتصطدم الملايين منها بالهواء الجوي كل يوم ، فتحترق باحتكاكها بالهواء وتتحرق الأجسام الكبيرة منها الهواء ، وتصطدم بسطح الأرض ، وهذه تسمى نيازك . وتتكون ٩٠٪ من النيازك التي وجدناها من الحديد (والباقي ، وهي النيازك الحجرية مكونة من السيليكات) ، وربما كانت كتلة الحديد المنووحة كجائزة في أسطورة الإلياذة ، عبارة عن نيزك .

والحديد هو أحد العناصر الأساسية في الأنسجة الحية . ويكون الحديد جزءاً هاماً من الدم في الكائنات الحية (وفي الحيوانات الأخرى ذات الدم الأحمر) . ويحمل مركب الهيموجلوبين — الذي يعطى للدم لونه الأحمر — الأكسجين من الرئتين إلى كل الأنسجة . ويحتوي كل جزيء من الهيموجلوبين على ٤ ذرات من الحديد ،

وهي التي تحمل الأوكسيجين ، ويبلغ مجموع الحديد في جسم الإنسان حوالي ١/٨ أوقية .

والإنسان الذي يعاني نقصاً في الحديد يصاب بحالة تعرف « بالأنيميا » . ومن بين طرق علاج الأنيميا الناتجة من نقص الحديد ، تزويد المريض بمحبوب تحتوي على بعض مركبات الحديد البسيطة .

الشوائب في الداخل والخارج :

يعتبر « الهيماتيت » أهم خامات الحديد . وهو معدن أحمر برتقالي ، هو في الواقع أكسيد الحديد . وتحتوي جزيئاته على ذرتين من الحديد وثلاث ذرات أكسيجين (ويرجع إلى الهيماتيت لون الصخور الحمراء في أجزاء كثيرة من الأرض ، وربما يرجع إليه أيضاً لون المربخ الأحمر) . وقد استخدمت أنواع من هذا الخام والمسمى بالتراب الحديدي الأحمر ، كألوان للرسم ، ويسمى « أحمر الصائغ » إذا كان مسحوقاً دقيقاً ، ويستخدم في صقل الزجاج بالشكل المطلوب وخصوصاً في عدسات التلسكوب والمرايا . وهناك نوع آخر من أكسيد الحديد وهو « الماجنيتيت » الأسود . وتحتوي جزيئاته على ٣ ذرات حديد و ٤ ذرات أكسيجين ، وغالباً ما تحتوي هذه الخامات على شوائب من السيليكات : ولاستخلاص فلز الحديد من هذه الخامات ، علينا أن نبحث عن طريقة للتخلص من السيليكات . ولتخليص الحديد من ذرات الأوكسيجين الموجود في جزيئات أكسيد الحديد تبين أن من الممكن القيام بهذا العمل بمخاط خام الحديد بفحم الكوك والحجر الجيري (وستحدث عن الحجر الجيري في الفصل الثالث عشر) . فيوضع الخليط في أفران عالية ، ويرد تيار من الهواء الساخن فيه مما يشعل فحم الكوك (وهو كربون نقي) . (أنظر الفصل الخامس) .

ولما كان الأكسجين الموجود في الهواء غير كاف لإحراق كل الفحم الكوك ،
فبازدياد ارتفاع درجة حرارة المخلوط في الفرن إلى درجة الاحمرار نجد أن بعض
ذرات الكربون في فحم الكوك تتحد مع ذرات الأكسجين الموجودة في جزيئات
أكسيد الحديد وتتبقى ذرات الحديد مستقلة، وهذا الحديد الذي على شكل معدن
نجدّه ينصهر ويرسب في قاع الفرن .

وفي نفس الوقت يتحد الحجر الجيري بالسيليكات، ليكون خبثاً ينصهر بدوره
ويطفو على سطح الحديد المنصهر . وبين الحين والآخر يسحب الحديد المنصهر
والخبث من الفرن ويضاف مزيد من خام الحديد وفحم الكوك والحجر الجيري من
أعلى الفرن . ولا يتوقف عمل الفرن إلا إذا احتاجت بطانة الفرن المصنوعة من الطوب
الحراري إلى الإصلاح ، (وهو يتكون من أكسيد الألومنيوم أو سيليكات
الألومنيوم ذات درجة الانصهار المرتفعة) .

ويسمى الحديد الذي نحصل عليه من هذه الأفران « بالحديد الزهر » ، وذلك
لأنه يصب في قوالب حتى يتجمد فيها (وتسمى عملية تجميد المعدن المنصهر في قالبه
« بالسبك ») .

ويحتوى الحديد الزهر على كمية كبيرة من الشوائب أهمها الكربون الموجود في
فحم الكوك والذي يختلط بالحديد . وتختلف نسبة الكربون في الحديد الزهر من ٢
إلى ٥ ٪ - وكذا يوجد سيليكون (حوالى ٢٥ ٪) ، ويوجد كذلك بعض
الفوسفور والكبريت وقليل من المواد الأخرى

والحديد الزهر صلد وقاس . وهو أرخص أنواع الحديد ، ويستخدم للأغراض
التي تتحمل ضغطاً ثابتاً مثل الأتقال ، ولكنه لا يتحمل الطرقات المفاجئة . والحديد
الزهر هش وأي طريقة مفاجئة تفتته .

وإذا سخن الحديد الزهر مع مزيد من خام الحديد وحجر الجير لا تستبعد منه الشوائب ، نحصل على حديد نقي تقريباً ، وهو المعروف بالحديد المطاوع ، أنعم من الحديد الزهر ، ولكنه متين (أى يتحمل الطرقات والصدمات المفاجئة دون أن يتكسر). ولم يصنع الحديد الزهر إلا بعد إنتاج فحم الكوك. وباستخدام فحم الكوك كوقود أصبح من الممكن الحصول على درجات حرارة عالية تكفى لصهر الحديد وخلطه بالكربون. وفي العصور الوسطى عندما استخدمت الأخشاب كوقود أنتجت الحرارة المنخفضة حديداً مطاوعاً فقط .

أما أفيد وأقوى أنواع الحديد فهو نوع وسط بين الحديد الزهر والحديد المطاوع ، أى أنه يحتوى على بعض الكربون ، ولكن ليس بنفس قدر الكربون الموجود فى الحديد الزهر . ويسمى الحديد الذى يحتوى على ما بين ٠.١٥ ر. ، ١.٥ / من الكربون « بالصلب » .

وهناك عدة طرق لتحضير الصلب إحداها بتسخين الحديد الزهر فى أفران خاصة تسمى « محولات بسمر » (وقد سميت باسم مخترعها البريطانى) ، حيث يتم حرق الشوائب . ومن الأهمية بمكان تنظيم عملية التخلص من الكبريت والفوسفور. وبعد إتمام هذه العملية تضاف بعض الشوائب ثانية (كربون وغالباً عناصر أخرى) .

ويتفوق الصلب على الأنواع الأخرى من الحديد ، وذلك بأننا نستطيع جعله أكثر صلابة ومتانة بتهديبه ، أى بتسخينه إلى درجة الإحمرار ، ثم غمره فى الماء البارد . وتتوقف الصفات الخاصة لقطعة من الصلب على طريقة تهديبها ، وأيضاً على كمية الكربون التى تحتوى عليها . فإذا كانت كمية الكربون أقل من خمس الواحد بالمائة يعتبر الصلب صلباً طرياً وهو يشبه كثيراً الحديد المطاوع . ونظراً لقلّة تكاليفه فقد حل محل الحديد المطاوع فى معظم استعمالاته . أما الصلب المعارى ، وهو الذى

يحتوى على ما بين خمس وثلاثة أخماس من الواحد بالمائة ، فهو أقوى ، ويمكن استخدامه كدعامات لناطحات السحاب والكبارى . أما صلب الآلات الذى يحتوى ما بين ١ و ١.٥ ٪ من الكربون فهو أقوى .

وتتوقف كذلك صفات الصلب على أنواع المواد الأخرى المضافة وكمياتها . وهناك مئات من التركيبات المختلفة للعناصر فى الصلب . وفى الواقع تنقسم السبائك إلى مجموعتين : سبائك حديدوز وهى التى تحتوى على حديد ، وسبائك لا حديدوز ، وهى لا تحتوى على حديد . وهكذا ترى أن الحديد هو العنصر الرئيسى .

وتنتج الولايات المتحدة ما يزيد عن مئات الملايين من أطنان الصلب كل عام . وتستخدم صناعة السيارات خمس هذه الكمية ، وتستنفد قضبان السكك الحديدية والمباني والآلات معظم الجزء الباقى .

ونظراً للكميات الكبيرة من الصلب التى تستخدم اليوم يقول بعض الناس إننا لسنا فى العصر الحديدى بل فى عصر الصلب . ولنأخذ المباني مثلاً على الطريقة التى طور بها الصلب حياة الإنسان - فلا يمكن رفع المباني المصنوعة من الخشب أو الطوب أو حتى الحجر أكثر من طوابق قليلة ، أما إذا بنيت مرتفعة جداً فإن الثقل العاوى يجعل الأساس ينهار . ولكن حالياً يبنى أولاً هيكل المباني من دعائم وعواميد من الصلب وهى التى تتحمل ثقل البناء . والصلب من القوة بحيث يمكن بناء ناطحات السحاب ذات المائة طابق ، ويمكن استخدام الطوب الأحمر خارج هذا الهيكل الصلب حيث إنها لا تسند الثقل الرئيسى . وقد أتجهت الدنيا منذ الحرب العالمية الثانية إلى بناء جسد ناطحات السحاب من الألومنيوم أو الزجاج لتعطى للأبنية مظهراً مضيئاً وتهيوية أفضل .

والصلب ليس قوياً فحسب ولكنه مرن أيضاً ، أى أنه يخضع للضغط ثم يعود لوضعه الطبيعي بزوال الضغط . وبهذه الطريقة تتحمل ناظحات السحاب قصف القنابل وهزات الزلازل التى تنهار تحتها الأبنية الأصغر المبنية بغير الصلب . ويرجع الفضل إلى الصلب فى إمكانية عمل الكبارى المعلقة والمشروعات الهندسية العظيمة التى قام بها الإنسان .

وباختصار لا يوجد أى بديل للصلب إذا كانت المتانة هى المطلب الرئيسى .

الصدأ والمغناطيسية :

من المؤسف أن الحديد ، وهو أرخص أقوى المعادن ، تشوبه نواقص - وهذه هى الحقيقة . فقيه أخطر عيب ألا وهو اتحاده بالأكسجين ، وهذا الاتحاد إما أن يكون سريعاً أو بطيئاً .

وإذا قسم إلى أجزاء صغيرة (وعادة يطلق عليه اسم برادة الحديد) وسخن تسخيناً شديداً فإنها تتحد بسرعة بالأكسجين وتنتج من الحرارة ما يكفى لإطلاق شرر أبيض ساخن من الحديد المتوهج . (وتصنع الصواريخ التى نراها فى أعياد يوم التحرير من برادة الحديد ملتصقة بسلك . وتكفى حرارة لهب القنابل لبدء إطلاق هذا الشرر . وما أن يبدأ حتى يستمر بضعف حتى يتم اتحاد كل الحديد بالأكسجين).

أما العيب الخطير فهو اتحاد الحديد ببطء بالأكسجين فى وجود الرطوبة ، ويسمى هذا الاتحاد البطيء « بالصدأ » . فيتحد الحديد بالأكسجين والماء ليكون أكسيد الحديد المائى ، ويتكون جزيئه من ذرات من الحديد وذرات من الأكسجين وذرات من الهيدروجين ، وهو صدأ الحديد الذى نعرف مظهره جيداً . وصدأ الحديد مع الأسف هو مادة هشة تتطاير من المعدن . وهى لا تمنح

الحديد كما يحى أ أكسيد الألومنيوم معدن الألومنيوم . بل إنها باستمرار تطايرها تعرض الحديد الذى تحتها دائماً إلى الأ أكسجين والرطوبة التى فى الجو ، وتطاير بدوره صدأ الحديد الجديد . وفى النهاية تصدأ قطعة الحديد كلها .

ولهذا السبب يطللى الحديد ومعظم أشكال الصلب قبل استعمالها ، وتحمى طبقة الطلاء الفلز من الأ أكسجين والرطوبة ، وربما لاحظت أن الصلب المستخدم فى البناء لونه دائماً أحمر برتقالى . وهذا لون الطلاء وايس الصدأ .

ومع أن تكاليف حماية حديد العالم من الصدأ (بطلائه أو استبداله بحديد جديد) تبلغ حوالى مليون دولار فى العام ، فإن أكسيد الحديد المكون للصدأ ليس شيئاً ضاراً باستمرار . ومثال ذلك ، يكون أكسيد الحديد عندما يخلط ببرادة الألومنيوم مادة (الثرميت) - فعندما يتم تسخين الخوط ، يتفاعل الألومنيوم مع أكسيد الحديد ، ويستمر التفاعل ، وتنطلق حرارة شديدة من التفاعل تبلغ حوالى ٣٠٠٠ درجة مئوية . ويستخدم الثرميت هذا فى لحام المعادن (كالفصيان المصنوعة من الصلب مثلاً) دون استعمال مواد . وأثناء تفاعل الثرميت تلتصق ذرات الألومنيوم بذرات الأ أكسجين من أكسيد الحديد تاركة وراءها عادة قطعة من معدن الحديد النقى . ومن الخصائص المبهزة لهذه المادة مقدرتها على أن تنجذب إلى المغناطيس ومقدرتها على أن تتحول إلى مغناطيس . والمغناطيس هو نوع من الطاقة التى توجد دائماً مع الكهرباء (التى هى نوع آخر من الطاقة) . ويعمل أى سلك يمر فيه تيار كهربائى كمغناطيس ، أى أنه يجذب أجزاء صغيرة من الحديد (أما لماذا يجذب الحديد أكثر من غيره للمغناطيس فلا يزال سرّاً غامضاً) .

وإذا ننى السلك المار به التيار على شكل ملف ، فإن مغناطيسية كل لفة تقوى اللفات المجاورة ، وتصبح مغناطيسية السلك الملفوف أقوى من مغناطيسية نفس السلك

عند فرده . وإذا لف السلك حول قضيب حديدي فإن الحديد يركز المغناطيسية بطريقة ما ، وينتج لدينا مغناطيس كهربائي قوى .
وتصبح المغناطيسية أقوى عند الطرفين أو «القطبين» . وتنجذب بشدة قطع الحديد أو الصلب نحو هذين الطرفين . ويمكن لمغناطيس كهربائي كبير - بإسراع تيار كهربائي في ملفه - أن يرفع أطناناً من الحديد والصلب . وعندما نريد أن نحمل عربات الشحن بقطع الحديد والصلب ، فإننا نعمل هذا بواسطة مغناطيس كهربائي معلق في ونش فنخفض المغناطيس حتى يصل إلى الأكوام ، ثم نمرر تياراً كهربائياً فنرفع بضع أطنان منها ، ثم نحرك الحمل فوق عربة الشحن ، ثم نوقف التيار الكهربائي فيتوقف المغناطيس عن العمل ، وتقع قطع الحديد والصلب في عربة الشحن .
وتتأثر معظم المواد بالمغناطيسية بطريقة أو أخرى ، ولكن تأثيرها عادة ضعيف . ويبدو كأن ذرات هذه المواد تعمل كأنها مغناطيسات دقيقة . ففي الظروف الطبيعية تتجه هذه المغناطيسات الذرية كما يحلو لها . ويلغى الواحد منها قوى الأخرى ، وتنظم الذرات (وذرات الحديد أكثر من غيرها) في نفس الاتجاه في وجود تيار كهربائي ، ويتكون مغناطيس كهربائي وتتجمع كل المغناطيسات الذرية في مغناطيس كبير ويوقف التيار الكهربائي - فتبتعد المغناطيسات الذرية عن بعضها ، وتتجه في كل اتجاه . وهكذا يجعل الحديد مغناطيساً مؤقتاً .
ويختلف سلوك معظم أنواع الصلب - ومن الواضح أن الذرات لا يمكنها التحرك بسهولة في الصلب كما هو الحال في الحديد . فما أن تنتظم بطريقة صحيحة حتى تبقى بهذا الشكل حتى بعد وقف التيار الكهربائي . فالصلب يكون «مغناطيساً دائماً» . والمغناطيس على شكل حدوة حصان ، الذي يلعب به الأطفال ، يصنع من الصلب . وكثير من العناصر ضعيفة التمغطس ، ويقال إنها « قابلة للانجذاب للمغناطيس » . وقوة مغناطيسية الحديد (وبعض الفلزات الأخرى) قوة رهيبية ومؤثرة . ويقال عن الحديد إنه « حديد مغناطيسي » .

وخام الحديد للمسمى ماجنيتيت « أو حجر المغناطيس » هو مادة مغناطيسية طبيعية . وأول ما لوحظ أن هذا الحجر الأسود يجذب الأشياء الحديدية، كان في أحد أنحاء اليونان القديمة والمسمى « ماجنزيا » . وهذا يفسر تسمية الماجنيتيت والمغناطيسية . وقد بهر حجر المغناطيس اليونانيين القدماء فقالوا عنه الكثير من القصص للبالغ فيها . وتوجد في كتاب ألف ليلة وليلة قصة طسويلة جداً عن جبل من أحجار المغناطيس من القوة بحيث يجب على السفن أن تبعد عنه ، وإلا نزلت مساميرها وجذبت نحو الجبل تاركة السفينة كتلة من عروق الخشب المنككة .

وكوكبنا كله هو نوع من المغناطيس تتأثر به «البوصلة» ، وهي جهاز تسجيل هذه الحقيقة . وتحتوى البوصلة على إبرة ممغنطة من الصلب قادرة على الحركة الحرة . وهي تشير إلى قطبي المغناطيس في الأرض ، وتقف دائماً في اتجاه معين (وهو في معظم أسطح الأرض متقارب مع الشمال والجنوب) .

الأرواح والشياطين :

هناك عنصران شديدا الشبه بالحديد ، ويبدو أنهما ضايقا كثيراً عمال المناجم الألمان في الأزمان القديمة . فعندما صادف عمال المناجم انخامات المحتوية على هذه العناصر ، وقعوا في مأزق، فقد كانت انخامات ضعيفة، وعند معالجتها بالطرق المعتادة لم تنتج المعادن المعروفة مثل الحديد والفضة والنحاس .

وقيل إن بعض عمال المناجم قرروا أن الأرواح الساكنة في الأرض قد سحرت هذه انخامات . ولما كان الإسم الألماني للأرواح التي تسكن الأرض هو « كوبولد » فقد وصل إلينا باسم « كوبلت » ، وهو العنصر رقم ٢٧ . أما انخام الثانى فقد أسماه عمال المناجم « كويرنيكل » ، ويعنى « نحاس الشيطان » ، ثم اختصر إلى « نيكل »

وهو العنصر رقم ٢٨ . وأول من فصل الكوبلت هو « جورج براندت » سنة ١٧٣٥ (وهو نيس « براند » الذى اكتشف الفوسفور) . واكتشف « إكسل فردريك كرونستد » النيكل سنة ١٧٥١ .

والحديد نفسه قام ببعض الألعيب أيضاً . فيحتوى جزئياً معدن الحديد « بيريت » على ذرة من الحديد وذرتين من الكبريت . ويكون بلورات لامعة صفراء خدعت الكثيرين من الباحثين الهواة وأطلق عليه الإسم الساخر « ذهب الغفل » .

ويوجد كل من النيكل والكوبلت مع الحديد . والنيكل أكثر الإثنين انتشاراً ، فالنيكل يبلغ ٣٪ من وزن الأرض ، أما الكوبلت فهو ربع الواحد بالمائة ، ومعظمه فى مركز الكرة الأرضية (ويتكون من ٩٠٪ من الحديد و ١٠٪ من النيكل ، ويطلق عليه عادة « الحديد - النيكل ») وهما أقل انتشاراً على القشرة الأرضية .

وكل من الكوبلت والنيكل أثقل من الحديد بمقدار ١٠٪ وأصلد منه . ولو كانا منتشرين كالحديد ، فلربما كانا أكثر فائدة حيث أنهما يصدان ببطء ، على عكس الحديد .

والواقع أن النيكل يحمى المعادن من الصدأ - فتغمر قطعة من معدن (عادة الحديد أو النحاس) فى محلول يحتوى على مركب للنيكل . فإذا مر تيار من الكهرباء فى الظروف الصحيحة فى المحلول ، تنفصل ذرات النيكل من المحلول وتلتصق بقطعة الحديد أو النحاس . ونجد بعد فترة أن الحديد أو النحاس قد غطى

بطبقة رفيعة صلبة من طلاء النيكل . وللنيكل مظهر جميل لامع ، ويحمي المعدن الذي تحته من الصدأ . وتسمى هذه العملية « الطلاء بالكهرباء » .

وينجذب كل من الكوبلت والنيكل إلى المغناطيس بقوة أقل من الحديد ولكن أقوى من العناصر الأخرى . وإذا مزج النيكل أو الكوبلت مع الحديد بنسب معينة فالسبيكة الناتجة تعمل مغناطيساً أقوى من الحديد بمفرده . « والبرمالوي » مثلاً (وثلاثاه نيكل وثلاثة حديد) يعمل مغناطيساً قوياً دائماً أقوى من المغناطيس الصلب العادي . أما المغناطيس الدائم الأقوى من السابق فيصنع من « الأننيكو » ، وهو مزيج من كل من النيكل والكوبلت ، بالإضافة إلى الألومنيوم أيضاً ويخلط مع الصاب . وتتركز الأبحاث الحديثة على حبيبات دقيقة من الحديد مطبورة في البلاستيك بدلاً من الكتل الكبيرة من المعدن . فبالإضافة إلى أنه أقوى المغناطيسات فإن مسحوق المغناطيسات يمكن تشكيله بسهولة ولحمه لأن البلاستيك الذي يحوى الحبيبات طرى جداً .

وصلب النيكل يحتوي على $\frac{3}{4}$ نيكل ، وهو قاس ، ويستخدم بكميات كبيرة . ومعظم النيكل المستخرج يدخل في الصلب . « والإنفار (١) » وهو أحد أشكال صلب النيكل الغريبة ، يبلغ $\frac{5}{8}$ وزنه من الحديد و $\frac{3}{8}$ من النيكل . والمعادن تتمدد قليلاً بارتفاع الحرارة وتقلص بانخفاضها . ولكن « الإنفار » يختلف في هذا الصدد فهو يتمدد أو يقلص بمقدار $\frac{1}{10}$ ما يفعله الصلب . وهذا يجعله ذا فائدة خاصة للأجسام التي يفترض أن تحتفظ بثبات حجمها . مثال ذلك أشرطة المقاييس وبندول الساعة . والكوبلت أصلب من النيكل (وهذا أصعب من الصلب) . وتعتبر

سبائك الكوبلت من بين أصعب السبائك المعروفة . وتبقى صلبة حتى في درجات الحرارة العالية ، ولذا تستخدم في صناعة آلات القطع المعدنية ، ولا تفسد الحرارة الناجمة عن الاحتكاك الآلات القاطعة كما تفعل معظم أنواع الصلب .

وقد تذكر من الفصل الثاني أن الإيدروجين يجمد ويقوى الزيوت النباتية ويحولها إلى دهون نافعة . فلو تم مجرد خلط الإيدروجين بالزيت فسيحتاج التحويل إلى وقت طويل . أما إذا أضيفت مسابح معادن معينة إلى الخليط لمت العملية بمنتهى السرعة ، ويعمل هذا المسحوق المعدني بإسراع هذه العملية « كعامل مساعد » . وأرخص العوامل المساعدة التي تفي بهذا الغرض المستعمل في الصناعة ، هو النيكل المسحوق .

وبعض مركبات الكوبلت لها فوائد رومانية . فهي زرقاء عندما تكون جافة ، ولكن بتعريضها للرطوبة تجذب جزيئاتها جزيئات الماء إليها ويتحول اللون إلى « القرنفل » الباهت . وإذا أذيت مركبات الكوبلت في الماء يتكون محلول قرنفل باهت . ويمكن استخدام هذا المحلول كنوع من الحبر السحري حيث أن الآثار القرنفلية الباهتة تتغير زوياً حتى بعد تبخر الماء . وإذا سخنت الورقة بلطف فإن جزيئات الماء اللصقة بمركب الكوبلت تتبخر ويتحول الحبر السحري إلى لون أزرق داكن ويصبح واضحاً تماماً .

وهناك استعمال هام لهذه الظاهرة : فقد تذكر السيليكا الهلامية ، وهي تستخدم كجفف . والسيليكا الهلامية مادة زجاجية عديمة اللون . والمشكلة هي أنك لا تعرف ما إذا كانت استنفدت أم لا بمجرد النظر إليها . فقد تكون قد امتصت كل الماء الذي يمكنها امتصاصه ، وأصبحت غير قادرة على تجفيف الهواء المار بها ، ولكن

لا يمكنك الجزم بهذا . وإذا تضاف مركبات الكوبلت إليها . فإذا كانت السيليكات الهلامية جافة يصبح لونها أزرق نتيجة لوجود مركب الكوبلت . وباستمرار عملها وامتصاص المزيد من الماء يتحول لونها تدريجياً إلى القرمزي ، لأن مركب الكوبلت يتحد بالماء ويتحول إلى القرمزي . وبهذه الطريقة يمكن عمل نوع من الكشاف الرطب لمعرفة متى تستبدل السيليكات الهلامية .

وهذا يفسر عمل مختلف الأشياء الحديثة التي تتنبأ بالأمطار والجوالسي ، وذلك بتحويل بعض الأشياء من القرمزي إلى الأزرق . فوجود كميات كبيرة من البخار في الجو يحول مركب الكوبلت إلى القرمزي — وهذا يعني عادة أنه من المحتمل أن تمطر الجو .

وهناك فرص أخرى للكوبلت . فإضافة مركبات الكوبلت إلى الزجاج أو الطين الحراري تضيف عليه لوناً أزرق داكناً جميلاً . ويسمى الناتج « زجاج الكوبلت » .

وقد وجد في السنوات الأخيرة أن فيتامين ب ١٢ يحتوي على مادة ضرورية للحياة بكميات صغيرة ، وهي تحتوي على ذرة من الكوبلت في الجزيء ، ولهذا السبب يسمى فيتامين ب ١٢ والمركبات المشابهة « الكوبلامين » أو « أمينات الكوبلت » . وعلى ذلك فالكوبلت من العناصر النادرة الأساسية في الأنسجة الحية ، وتقدر بالنادرة أنها موجودة بكميات صغيرة جداً .

الفصل الثاني عشر

الصوديوم والبوتاسيوم العنصران النشيطان

3																					
11																					
19																					
37																					
55																					

الطلاء بالكهرباء :

شك الكيميائيون سنة ١٨٠٠ في وجود عناصر « كالصوديوم » وهو عنصر رقم ١١ ، و « البوتاسيوم » عنصر رقم ١٩ . ولكن كان من الصعب إخراجهما إلى حيز الوجود حيث يمكن رؤيتهما .

وفي الواقع يعتبر الصوديوم والبوتاسيوم من العناصر المنتشرة جداً . فالصوديوم يباع أكثر قليلاً من $\frac{٢١}{١٠٠}$ من القشرة الأرضية ، والبوتاسيوم أقل .

قليلاً من $\frac{21}{100}$. وقد سبق أن ذكرت في هذا الكتاب أن بعض المواد المعروفة
تحتوى على ذرات صوديوم وبوتاسيوم .

فلح الطعام العادى مثلاً هو « كلوريد الصوديوم » ويحتوى جزيئه على ذرة
من كل من الصوديوم والكلور . ويمكن تحضير كلوريد الصوديوم بتفاعل حامض
الإيدروكلوريد بالقاعدة وهى إيدروكسيد الصوديوم (وسأشرح فيما بعد معنى كلمة
قاعدة) ، ولهذا السبب فكل المركبات التى تنتج من تفاعل حامض وقاعدة تتجمع تحت
اسم أملاح .

وتتجمع الذرات التى فى الأملاح بطريقة منتظمة بواسطة قوى كهربائية قوية ،
ويصعب إبعاد الذرات عن بعضها . ولذا فهى تحتاج لكميات من الحرارة لصهر
معظم الأملاح . أما الماء فينصهر كما نعلم عند درجة الصفر المئوية ، بينما ينصهر كلوريد
الصوديوم عند 801 درجة مئوية . ويظهر ترتيب الذرات المنتظم فى الملح (وفى مواد
أخرى أيضاً) فى الشكل الهندسى لحالته الصلبة التى لها حواف مستقيمة وزوايا
حادة . ويسمى مثل هذا الشكل المنتظم « بالبلورات » . وبلورات كلوريد الصوديوم
ذات شكل مكعب .

والنيتر ، أو ملح البارود شيلى ، ماهو إلا نترات الصوديوم ، ويحتوى جزيئه على
ذرة من الصوديوم ، وذرة من النيتروجين ، وثلاث ذرات من الأكسجين . أما
الزجاج العادى فهو أساساً سيليكات الصوديوم وجزيئه معقد نوعاً يحتوى على ذرات
صوديوم وسيليكون وأكسجين .

ويوجد البوتاسيوم فى ملح البارود العادى وهو نترات البوتاسيوم (ذرة من
البوتاسيوم ، وذرة نيتروجين ، وثلاث ذرات أكسجين) ، ويوجد أيضاً فى الفلسبار

والميكانيكا . وتستخدم نيترات البوتاسيوم في صناعة البارود ولا يمكن استعمال نيترات الصوديوم لأنها تمتص الماء في الأيام الرطبة ، وهو الشيء الذي يتلف البارود حيث أن البارود الرطب لا ينفجر . وتتكون نيترات البوتاسيوم التي لا تمتص الماء بسهولة في فضلات الحيوانات المتحللة . وقبل عصر الكيمياء الحديثة كانت الحكومة تقتش الإسطبلات والحظائر بانتظام باحثة عن البلورات القيمة التي تجعل جنودها يستمرون في ضرب النار .

وتوجد كل من مركبات الصوديوم والبوتاسيوم بكميات وافرة في ماء البحر ، وفي الأنسجة الحية أيضاً . وكلاهما أساس للمياه ، فنجد أن ٣٥ ر.ب / من جسم الإنسان بوتاسيوم و ١٥ ر.ب / صوديوم .

وبالطبع يتكون الجزء الأكبر من المواد الذائبة في ماء البحر من كلوريد الصوديوم (ويمكنك أن تخمن هذا إذا ذقت مياه المحيط أثناء السباحة فيه) . وكلوريد الصوديوم يكون ٣ / من محيطات العالم . وتزداد الكمية في البحار المغلقة ، فتبلغ نسبة كلوريد الصوديوم ٢٠ / في البحر الميت الذي يفصل فلسطين عن الأردن . وتوجد مناجم ملح شاسعة في أماكن عديدة جفت فيها خلجان الماء تماماً ، تاركة وراءها للملح الحمل بالصخور والتراب . وتبلغ كثافة طبقة الملح أحياناً ما يزيد على نصف ميل . ونظراً لأهمية الملح في الطعام ، وفي آلاف من الأغراض الأخرى في الصناعة ، تتضح أهمية هذه المناجم (وقد كانت الحكومة الروسية في الأزمنة القديمة ترسل المسجونين السياسيين إلى مناجم الملح في سيبيريا ، ولازلنا حتى الآن نستعمل تعبير « العودة إلى مناجم الملح » لنعني العودة إلى عمل مرهق أو كره) .

ورغم انتشار مركبات الصوديوم والبوتاسيوم ، فمن الصعب الحصول على

العنصرين تقسيمهما لأنهما على درجة من النشاط تجعلهما يرتبطان بشدة بالذرات الأخرى في المركبات ، ومن الصعب فصلهما .

وقد اكتشف الكيميائي البريطاني « دافى » في سنة ١٨٠٧ فقط طريقة لفصلها عن بعضها ، وذلك بصهر مركب مناسب من الصوديوم أو البوتاسيوم ثم إمرار تيار كهربائي خلال هذا السائل الساخن . وتحت تأثير التيار الكهربائي تتجه ذرة الصوديوم أو البوتاسيوم إلى أحد أطراف الجهاز ، بينما تتجه الذرة الثانية أو الذرات الموجودة في المركب إلى الطرف الآخر .

وأمكن بهذه الطريقة فصل الصوديوم والبوتاسيوم من مركباتهما ، ونحوها إلى معادن لينة ، يمكن قطعها بسكين ثالم . وينصهر كل منهما في درجة حرارة منخفضة هي في الواقع أقل من درجة غليان الماء . وينصهر الصوديوم عند ٩٨ درجة مئوية والبوتاسيوم عند ٦٣ درجة .

والأحماض في منتهى النشاط . والبوتاسيوم أكثر من الصوديوم في هذا المضمار . فما أن ينفصلا على شكل عنصر ، حتى يعملوا للعودة على شكل مركب . فإذا ماتعرضت قطعة من الصوديوم أو البوتاسيوم للهواء فإنها تتحد في الحال بالأوكسجين . وليس للمركب الجديد لمعان معدني - إذ يختفي لمعان الفلز في الحال بمجرد تعرضه للجو ، ويتحد البوتاسيوم بالأوكسجين بقوة كبيرة ، حتى إن قطعة صغيرة منها تولد من الحرارة ما يكفي لصهرها ، ثم ينطلق لهيباً .

ولهذا السبب فإذا أردت أن تحتفظ بالصوديوم أو البوتاسيوم بصورة دائمة تقريباً ، فيجب الاحتفاظ به تحت الكيروسين .

وقد تعجب كيف لا يمكن حفظ الصوديوم أو البوتاسيوم تحت الماء بنفس

الطريقة . وستكون إجابتي : ياللهول ، لا . إن الصوديوم والبوتاسيوم شديدا الشره للاتحاد بالأ كسيجين ، لدرجة أنهما يفصلان جزيء الماء بعيداً عن بعضه للحصول على الأ كسيجين الذى فيه ، وينتج عن هذا انفصال ذرة إيدروجين من جزيء الماء .

وهذا يعنى أنه إذا أسقطت قطعة صغيرة من الصوديوم أو البوتاسيوم فى الماء يسمع أزيز محموم عندما يتصاعد الإيدروجين حولها ، ويندفع الصوديوم أو البوتاسيوم بقوة فى كل مكان ، وهو يدور وينعسر ، وغالباً ما تكون حرارة التفاعل كافية لإشعال الإيدروجين .

ويجب على الطلبة فى معامل الكيمياء العضوية بالكليات حيث يستخدم الصوديوم دائماً أن يكونوا حذرين ومحتاطين ابدء حريق الصوديوم . وتكن خطورة مثل هذه النيران فى أنه يصعب إطفائها ، وأول ما يتبادر إلى الذهن هو صب الماء فوقها ، ولكن هذا بالطبع لايزيد الطين إلا بلة .

ويستخدم الصوديوم فى المعامل عندما يراد التخلص من كميات صغيرة من الماء . وتتم بعض التفاعلات الكيميائية فى الأثير الذى لا يوجد فيه ماء ، وأى أثر الماء قد يتلف التفاعل . ومع ذلك فالأثير العادى عند إخراجه من الإناء ، بجده محتوى على كمية من الماء مذابة فيه .

ولإزالة الماء من الأثير نضع قطعة من الصوديوم فى أسطوانة مجوفة بها فتحة فى القاع ، ثم ندخل مكبساً فى الأسطوانة وندفعه برافعة ، فيخرج الصوديوم اللين من الفتحة التى بالقاع ، كما يخرج معجون الأسنان من أسطوانته ، ويحجز فى دورق الأثير ، ثم يسد الدورق بسدادة ويترك الصوديوم ليتفاعل . وهو لا يتفاعل مع الأثير بل يتحد بكل الماء الموجود ، وتظهر فقائيع من الإيدروجين ، وعندما تتوقف الفقائيع تدرك أن الماء كله قد اختفى . وعندئذ يمكن صب الأثير واستعماله

ويستخدم الصوديوم أيضاً في مصابيح بخا الصوديوم . وهنا يضاف قليل من الصوديوم إلى النيون في المصابيح . ويأمرار التيار الكهربائي خلال النيون يتبخر الصوديوم ويشع منه وهج أصفر قوي يمكن رؤيته على بعد كبير خلال الضباب بشكل أوضح من مصابيح الإضاءة العادية .

عكس الحامض :

ومعظم مركبات الصوديوم معروفة ومقبلة . وأحدها ، وهو هام ولكنه ليس معروفاً ويسمى « فوق أكسيد الصوديوم » ، يتكون عندما يحترق الصوديوم ويحتوى جزيئه على ذرتين من الصوديوم وذرتين من الأكسجين . وهو مثل الأوزون وفوق أكسيد الإيدروجين ، يستخدم لتبييض مواد مختلفة . وفوق هذا ، هناك استعمال آخر على جانب كبير من الأهمية ، فيتحد بالكربون وبذرة من الأكسجين مكوناً ثاني أكسيد الكربون ، وبذا يسمح لذرة الأكسجين الثانية أن تخرج . وإذا مر هواء الزفير في إناء به فوق أكسيد الصوديوم فإن ثاني أكسيد الكربون الذي به يستبدل بالأكسجين ، وبذا ينقى الهواء ويتجدد . ويصبح فوق أكسيد الصوديوم في متناول اليد في الأماكن المغلقة التي لا يتجدد فيها الهواء كما هو الحال في الغواصات .

وعندما يمرر الصوديوم الإيدروجين من جزيء الماء فإنه يتحد مع الأكسجين وذرة الإيدروجين الثانية . والنتيجة هو « إيدروكسيد الصوديوم » ويتكون جزيئه من ذرة من كل من الصوديوم والأكسجين والإيدروجين .

وينتمى إيدروكسيد الصوديوم ، كما ذكرت منذ قليل ، إلى مجموعة من المواد يطلق عليها اسم « قواعد » . فبينما يحتفظ جزيء الحامض بذرات الإيدروجين

بشكل سائب ويتركها بسهولة ، نجد أن جزيئات القاعدة تنتزع ذرات الإيدروجين . وهكذا نجد أن خواص القواعد على عكس خواص الحوامض : فإذا أضيفت قاعدة إلى حامض فإنهما يتبادلان - ويكون المخلوط الناتج أضعف بكثير من خواص كل منهما على حدة . ومن المفيد أن تتمكن من معادلة الأحماض ، ولكن إيدروكسيد الصوديوم من القوة بحيث تصعب معادلته .

وإيدروكسيد الصوديوم هو أرخص وأهم القواعد القوية وله فائدة صناعية كبرى . ويمكن الحصول عليه بإمرار تيار كهربائي في محلول مائي لكوريد الصوديوم ، فتدفع ذرات الكور إلى أحد الطرفين ثم تتصاعد . ولكن ذرات الصوديوم من الناحية الأخرى لا تتحرر بل تتفاعل مع الماء لتكون إيدروكسيد الصوديوم تاركة الإيدروجين . فالإيدروجين هو الذي يتصاعد أولاً تاركاً وراءه إيدروكسيد الصوديوم في المحلول .

ويقت إيدروكسيد الصوديوم جزيئات الدهون والزيوت إلى « جلسرين » و « أحماض دهنية » . وتتحد ذرات الصوديوم بالأحماض الدهنية لتكون « الصابون » . ويعتبر الصابون في زمن السلم أهم نتاج هذه العملية . وإذا دقت الحرب يصبح الجلسرين هو الأهم لأننا نصنع منه المفرقات . وقد طلب من الجماهير في الحرب العالمية الثانية أن يوفروا دهون اللحوم ويعيدوها للجزائريين بلعها من أجل الجلسرين .

ومقدرة إيدروكسيد الصوديوم على فصل الجزيئات الدهنية لها فائدة من ناحية أخرى . فإذا صب إيدروكسيد الصوديوم في بلاعات المياه المسدودة بالمواد الدهنية المتصلبة ، فهو يذيب الدهن أو على الأقل يفتته مما يسمح للمياه بأن تجري فيها ثانية . ويطلق على إيدروكسيد الصوديوم المستخدم في هذا الغرض اسمه القديم

« ماء القلي » ، وأحياناً يطلق عليه اسم « الصودا الكاوية » . وكلمة كاوية يقصد بها تأثيرها على الجلد .

وتستخدم كميات كبيرة من إيدروكسيد الصوديوم في تحويل لب الخشب إلى الأنسجة الصناعية أو الورق . فإذا عولجت ألياف القطن بإيدروكسيد الصوديوم ، تصبح أشبه بالحرير وأقوى وأسهل في الصبغة . وأول من اكتشف هذه الطريقة رجل إنجليزي يدعى (جون ميرسر) سنة ١٨٥٠ . ويطلق على القطن الذي عولج بهذه الطريقة « القطن المرسد » .

وتعتبر كربونات الصوديوم قاعدة ضعيفة ويحتوي جزيئها على ذرتين من الصوديوم وذرة من الكربون وثلاث ذرات من الأكسجين . وتفاعل مع الأحماض ، فتفكك ذرات الكربون والأكسجين وتتصاعد على شكل ثاني أكسيد الكربون . ويطلق على كربونات الصوديوم اسم مبسط وهو الصودا ، وهو الاسم الذي أطلق على كربونات الصوديوم قبل أن يعرف الناس الذرات المكونة لها ، أو حتى وجود الذرات ذاتها ، وقد اشتق اسم عنصر الصوديوم من « الصودا » لأنها تحتوي عليه .

وتتعادل بيكربونات الصوديوم مع الأحماض الموجودة دائماً في المعدة ، وبأخذ ثاني أكسيد الكربون الناتج طريقه خارج المعدة ، وعادة ما يحمل معه غازات أخرى ، وهذا يخفف الضغط الذي يسبب الألم .

وتستخدم بيكربونات الصوديوم أيضاً في الخبز . فباتحادها ببعض الأحماض الضعيفة (اللان الرايب مثلاً) الموجودة في الزبد تنتج ثاني أكسيد الكربون ، الذي يرفع الزبد والمعجن ويجعلها خفيفة وإسفنجية (كما رأينا في الفصل الخامس) . ولهذا السبب يطلق عليها اسم وهو « صودا الخبز » . وعادة ما تحتوي البيكنج بودر أو مسحوق الخبز على بعض منها .

أما كبريتات الصوديوم فيحتوى الجزىء منها على ذرة صوديوم وذرة كبريت وأربع ذرات أكسجين بالإضافة إلى ١٠ جزيئات ماء - وأول من قام بدراستها هو الكيميائى الألمانى « جون رودولف جلوبر » سنة ١٨٥٨ ، ولذلك تعرف عادة باسم « ملح جلوبر » . ويذابة هذا الملح فى الماء تنخفض درجة حرارة الماء بشكل ملحوظ - بينما ترتفع درجة حرارة الماء عادة بإضافة بعض المواد الكيميائية . فمثلاً حامض الكبريتيك أو إيدروكسيد الصوديوم إذا أذيبا فى الماء بسرعة وبكميات كبيرة يرفعان حرارة الماء إلى درجة الغليان . وهذا ما يتوقعه الكيميائيون عادة . أما أن يتحول الماء إلى ثلج ، فهذا ما يدعو إلى الدهشة .

وتتشابه تفاعلات مركبات البوتاسيوم مع مركبات الصوديوم وإن كانت أندر . فأولاً يقل وجود البوتاسيوم فى التربة عن الصوديوم . وبعض البوتاسيوم يوجد على شكل يصعب الحصول عليه .

وأحسن مصدر لمركبات البوتاسيوم التى يسهل الحصول عليها هو من رواسب « ستامفورت » بألمانيا التى يبدو أنها نتجت من تجفيف خايج بحرى ، وتحتوى على كميات وافرة من مركبات البوتاسيوم المختلفة .

وأملح البوتاسيوم أكثر ذوباناً من كلوريد الصوديوم . وقد جف البحر القديم ببطء بطريقة جعلت كلوريد الصوديوم يترسب أولاً ، فى حينبقى من الماء ما يكفى لاحتفاظه بأملاح البوتاسيوم ذائبة . أما مركبات البوتاسيوم فلم تظهر من الماء الملحي إلا فى النهاية ، ولذلك انتشرت على سطح الرواسب التى سبقها . وبذا أصبح من السهل الحصول عليها وبشكل نقي نوعاً . ومن هذه الرواسب نستخرج ما يزيد على ثلث إنتاج العالم من البوتاسيوم .

وكانت الكيمياء الألمانية قبل الحرب العالمية الثانية هي الأكثر تقدماً في العالم كله، ودأب الكيميائيون الألمان على استعمال مركبات البوتاسيوم لغرض أو آخر إذ كانت رخيصة جداً في ألمانيا . ومن المسلم به أن مركبات البوتاسيوم كانت رخيصة أيضاً في أماكن أخرى . ولقد قلد الكيميائيون في البلدان الأخرى - مثل بريطانيا العظمى والولايات المتحدة - الألمان بطريقة عمياء فاستعملوا مركبات البوتاسيوم في الوقت الذي كانت فيه مركبات الصوديوم أرخص بكثير وتقوم عادة بنفس العمل (وليس دائماً) ، وهذا يكشف أن العلماء أيضاً لهم عيوبهم البشرية .

ويحتاج النبات أيضاً إلى البوتاسيوم ، وهناك خطر ينجم عن نقص البوتاسيوم في التربة مما يفقدها خصوبتها ، فتحتوى مخصبات كثيرة على ذرات البوتاسيوم في جزيئاتها . (وقد أهمل عمال المناجم أملاح البوتاسيوم التي كانت في رواسب «ستاسفورت» واستبعدوها أثناء تركيزهم على كلوريد الصوديوم الذي تمحما - وقد أدرك الألمان في سنة ١٨٦٥ فقط قيمة الإخصاب في هذه المادة التي أطلقوا عليها اسم «الملح العادم») .

والحقيقة أن النباتات تستهلك كميات وافرة من البوتاسيوم حتى إنها استخدمت كمصدر لمركبات البوتاسيوم . وفي واقع الأمر لم تسكتشف مركبات البوتاسيوم في المعادن إلا في سنة ١٨٩٧ . وحتى ذلك الوقت كان المعروف أنها موجودة في النباتات - ثم حضرت محرق النباتات وإذابة مركبات البوتاسيوم التي تخلفت من الرماد في الماء . ثم يصب الماء في أوان حديدية كبيرة ويترك ليغلي ويتبخر فتبقى كربونات البوتاسيوم . ويترك جزيئها من ذرتين من البوتاسيوم وذرة كربون وثلاث ذرات من الأكسجين وفي بعض نباتات المحيطات نجد أن كربونات الصوديوم هي التي توجد في الرماد ، وكانت تمضر أيضاً بنفس الطريقة قبل عصر الكيمياء الحديثة .

والإسم الذي تعرف به كربونات البوتاسيوم هو البوتاس (واضح أنهم يرجع إلى الرماد المتخفف في الإناء - فكلمة بوت^(١) بالإنجليزية تعني الإناء، وآش^(٢) تعني الرماد) . وكربونات الصوديوم المحضرة بهذه الطريقة تسمى أيضاً صودا آش . ويسمى إيدروكسيد البوتاسيوم ، والذي يشبه كثيراً إيدروكسيد الصوديوم ولكنه أعلى منه ، بالبوتاسا الكاوية . ويرجع اسم عنصر البوتاسيوم إلى كلمة « رماد الإناء » السابق شرحها . والإسم العرى لهذا الرماد هو « القلى » ومنه اشتق الاسم الذي يطلق على إيدروكسيد البوتاسيوم وإيدروكسيد الصوديوم وهو « القلويات » الكاوية . وأكثر من هذا يسمى الصوديوم والبوتاسيوم ، وكذا العناصر الأخرى الموجودة في نفس العمود من الجدول الدوري « بالقلويات القوية » (ولقد قام العرب خلال العصور الوسطى بأعمال كيميائية كبيرة وإن كانت بعضها ذات طابع بدائي ، ولازال الكثير من الكلمات العربية تستعمل حتى الآن في الكيمياء الحديثة) .

من المحتمل أنك على معرفة بكلمة قلوى في صناعة الصابون : فن المهم دائماً أن نتخلص من إيدروكسيد الصوديوم الزائد الموجود، وإلا تسبب للصابون الناتج في التهاب الجلد . ولذا فكثيراً ما يقول المطنون عن الصابون في الراديو والتليفزيون إن صابونهم لا يحتوي على قلوى مؤذ . كما أن المتاد أن تقول عن المادة إنها قلوية عندما نتحدث عن القواعد - أي أنها عكس الحامض .

وبهذه المناسبة أذكر أن الصابون لم يكن معروفاً في الأيام الغابرة . وقد وجد اليونانيون والرومانيون أن رماد الخشب له خواصه في التنظيف . وهذا يرجع إلى

Pot (١)

Ash (٢)

كربونات البوتاسيوم الموجودة فيه ، والتي تجزىء جزيئات الدهون والزيوت كما يفعل إيدروكسيد الصود يوم والبوتاسيوم وإن لم تكن بنفس الدرجة .

الاكتشاف بالضوء :

الفلزات القلوية — غير الصوديوم والبوتاسيوم — نادرة الوجود ، وأبسطها هو الليثيوم ، وهو العنصر رقم ٣ ، وهو يعطو الصوديوم مباشرة في الجدول الدوري . وهو أخف العناصر جميعاً ويبلغ نصف وزن الماء . وهذا يعني أنه أخف من معظم أنواع الخشب . وهو أقل من وزن الألومنيوم .

ومع ذلك فنحن لا نستفيد من خفة وزنه . وهو ليس نادراً فحسب ولكنه مثل كل العناصر القلوية نشيط جداً . فلو عرض للهواء أتحد حتى مع النيتروجين الموجود فيه ، وهو الشيء الذي لا تفعله العناصر القلوية الأخرى . وتضاف كميات صغيرة منه إلى بعض السبائك لزيادة صلابتها ، وتضاف أحياناً نترات الليثيوم إلى الألعاب النارية لإنتاج لون أحمر .

وقد اكتشفت استعمالات جديدة له في السنين الأخيرة فيستخدم إيدروكسيد الليثيوم (ويحتوى جزيئه على ذرة ليثيوم وذرة إيدروجين) في بعض أنواع القنابل الذرية . وهناك استعمال آخر سار ، وهو كعامل مساعد في العمليات الجديدة لصناعة أنواع جديدة من البلاستيك .

وقد كان « أوجست أرفيدسن » أول من اكتشف الليثيوم سنة ١٨١٧ ، وقد نصاه « دافى » سنة ١٨١٨ بالطريقة الكهربائية التي استخدمت في الصوديوم والبوتاسيوم . وقد اشتق اسمه من الكلمة اليونانية التي تعنى « الحجر » ، لأنه يوجد في مملكة المعادن فقط ، بينما يوجد الصوديوم والبوتاسيوم في النباتات والحيوانات

أيضاً (وهما العناصر القلوية الأخرى التي كانت معروفة في ذلك الوقت) . أما العناصر القلوية الثقيلة وهي « روبيديوم » رقم ٣٧ ، و « سيزيوم » وهو عنصر رقم ٥٥ ، فقد اكتشفا بطريقة مشوقة : فقد تذكر أنه إذا سخن أى عنصر ، خرج منه ضوء وإذا مر هذا الضوء في منشور زجاجي خرج منه على شكل خطوط ذات ألوان مختلفة ، وأن كل عنصر له مجموعة خطوط مميزة له . فيعطى الصوديوم مثلاً أو أى مركب يحتوي على الصوديوم ، بالتسخين ، خطين قويين لونهما أحمر . وهذا النوع من التحلل يسمى « بالتحليل الضوئي » . وقد أمكن بهذه الطريقة كما رأينا اكتشاف الهيليوم في الشمس .

ولم يكن الهيليوم أول عنصر اكتشف بواسطة التحليل الضوئي منذ قيام الكيميائي الألماني « روه. بنزن » وعالم الطبيعة الألماني « ج. ر. كيروشوف » بدراسة الخطوط الناتجة من تسخين مواد مختلفة . وفي سنة ١٨٦٠ صادفتها مادة أنتجت خطوطاً زرقاء لا تنطبق مع خطوط أى عنصر آخر . وعرفا من الخواص الكيميائية لهذه المادة أن جزيئها لا بد أن يحتوي على ذرات فلز قلوي وأنه لا بد أن يكون فلزاً قلويًا جديدًا لم يكن معروفًا من قبل . وقد أطلقا على هذا الفلز اسم سيزيوم وهو الإسم اللاتيني لكلمة « أزرق - السماء » . وكان السيزيوم هو أول عنصر أمكن اكتشافه بواسطة نوع الضوء الذي ينتجه .

ولم تمض فترة قصيرة حتى وجد « بنزن وكيروشوف » مادة تحتوي على نوع آخر من ذرات فلز قلوي ، ولكن في هذه المرة كانت الخطوط الناتجة حمراء اللون ، ولذا أسما الفلز الجديد « روبيديوم » وهي باللاتينية تعنى « أحمر داكن » .

ولكن مضت فترة طويلة بالطبع قبل فصل أى من هذين العنصرين كفلز نقي .

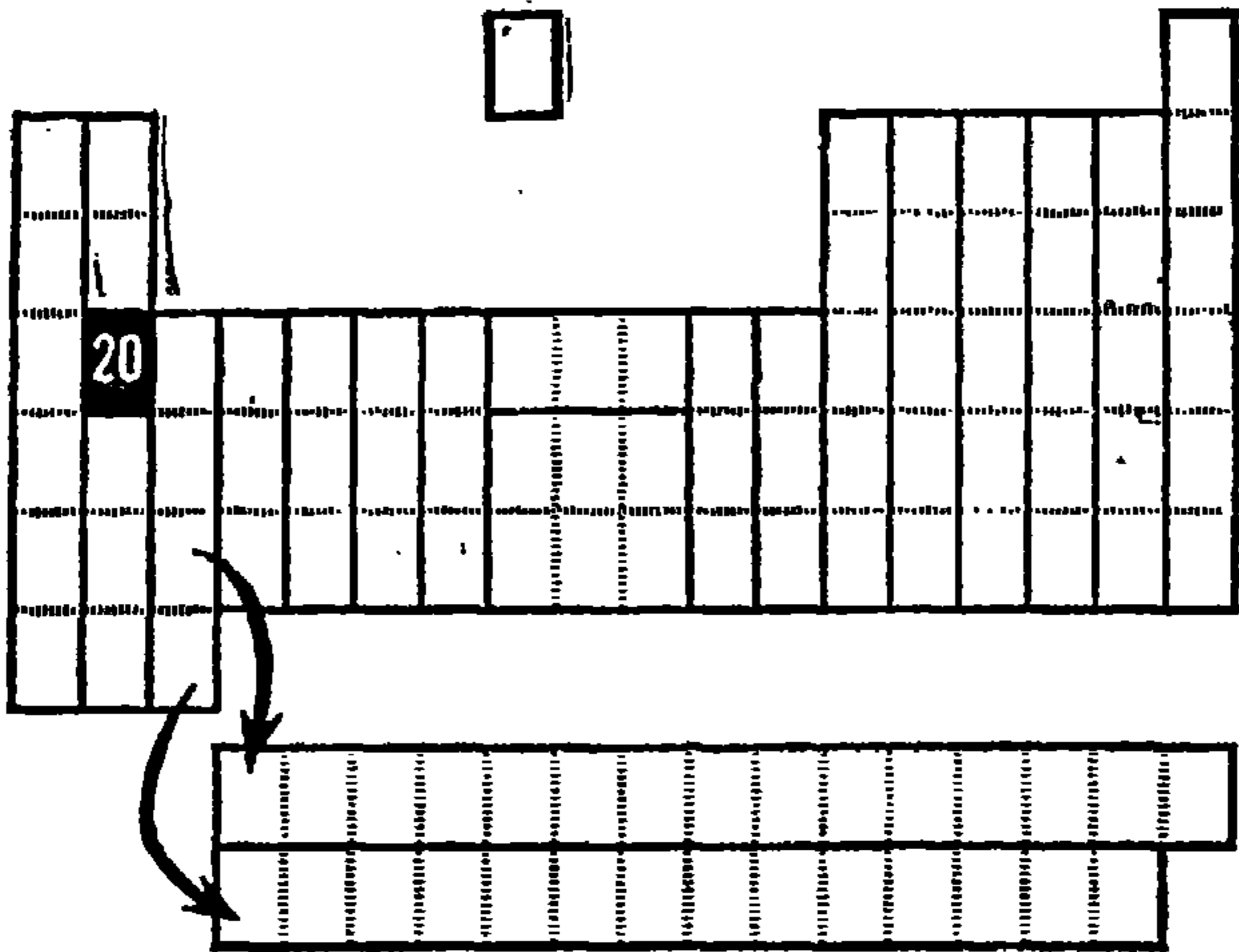
ولم يتم فصل السيزيوم إلا سنة ١٨٨٢ والروبيديوم سنة ١٩١٠. وأمكن الحصول على كل منهما باستخدام طريقة دافى «الكهرية» .

والسيزيوم هو أطرى الفلزات (طرى كالشمع) وأكثرها نشاطاً . وينصهر عند ٢٨٥ درجة مئوية فقط . وحيث أن هذه الدرجة تعادل ٨٣ درجة فهرنهايت فإن السيزيوم يعتبر سائلاً مبرداً في أيام الصيف .

وقد ذكرت في مقدمة هذا الكتاب أنه بتسخين العناصر نجعلها تطرد بعض الإلكترونات الدقيقة التي تكون الأجزاء الخارجية من الذرة . والسيزيوم دون العناصر كلها يطرد هذه الإلكترونات بأقل مجهود . وقد تنبأ العلماء بأنه سيتمكن في المستقبل دفع سفن إلى الفضاء ، وذلك بإطلاق الإلكترونات بعيداً عن المادة . وتسمى هذه الطريقة لدفع السفن إلى الفضاء «بالدفع الأيونى» . وربما يصبح السيزيوم هو «الوقود» المستعمل فيتحول بذلك إلى مادة هامة في عصر الفضاء .

الفصل الثالث عشر

الكسيوم عنصر العظام



من الطباشير إلى الآليء .

هناك بعض المعادن الموجودة في القشرة الأرضية ولكنها ليست سيليكات ، وأشهرها الحجر الجيري . ويعرف هذا المعدن بعدة أسماء تبعاً للشكل الذي يوجد عليه . فإذا وجد على شكل بلورات معتمة سمي « كالسيت » ، أما « السبار الأيسلندي » فبلوراته شفافة ، وأما النوع الجذاب جداً فهو الرخام . ويمكن صقله جيداً ، وقد صنعت منه معابد قدماء اليونان والرومان الجميلة .

أما كربونات الكالسيوم فهو الاسم العلمي للحجر الجيري . ويلاحظ من الاسم أنه يحتوي على ذرات عنصر لم أناقشه بعد . هذا العنصر هو « الكالسيوم » ، وهو رقم ٢٠ ، وهو فلز لونه أبيض فضي ونشط ، ولكنه لا يبلغ نشاط الفلزات القلوية التي شرحتها في الفصل السابق . ويتفاعل الكالسيوم مع الماء ويتصاعد الإيدروجين ، ولكن بقوة أقل من الصوديوم أو البوتاسيوم . ويقم لونه بسرعة بتعريضه للهواء لأنه يتحد مع الأكسجين وكذا مع النيتروجين . ويمكن « دافي » من فصله كعنصر في سنة ١٨٠٨ مستخدماً نفس الطريقة الكهربائية التي طبقت على الصوديوم والبوتاسيوم .

وتنتج كثير من الكائنات الحية كربونات الكالسيوم (الذي يحتوي جزئياً على ذرة كالسيوم وذرة كربون وثلاث ذرات أكسجين) كمادة وقائية . فقشر البيض مكون من كربونات الكالسيوم ، وكذا صدق الحمار والزيق (سمك صدق) . فإذا دخل جسم غريب مثل حبة من الرمال داخل الحمار ، فإن الحمار يغلغها بطبقة من كربونات الكالسيوم مكوناً جسماً كرياً لاصقاً نسيه « اللؤلؤ » . والآلية الكاملة الشكل قيمة جداً ، ومع ذلك فهي مجرد كربونات كالسيوم : نفس كربونات الكالسيوم التي تجدها في قشر البيض .

وتتفاعل كربونات الكالسيوم مع الأحماض مثل كربونات الصوديوم ، وينتج عنها ثاني أكسيد الكربون . ويتم هذا التفاعل أبطأ من كربونات الصوديوم ، لأنه لا يذوب في الماء مثل كربونات الصوديوم (والمواد التي تذوب في الماء تتفاعل في كل أنواع التفاعلات الكيميائية أسرع وبشكل أكمل من المواد التي لا تذوب) .

وإذا أسقطت لؤلؤة في محلول حامض (كالخل) فإنها تتفاعل ببطء مع الحامض ثم تتحطم وتتلاشى . وهذه طريقة للتعرف على اللؤلؤ الحقيقي من الصناعي ، ولكن ربما تضن بأى من لآلئك على هذا الاختبار ، وأنا لا ألومك على ذلك .

وهناك مجموعات مختلفة من الكائنات البحرية تعرف « بالمرجان » ، وهي تكون هياكل من كربونات الكالسيوم على أشكال مختلفة بعضها غريب جداً ، وهي جميعاً تعيش في البحار الضحلة الدافئة . ومعظم الجزر المرجانية الموجودة في جنوب المحيط الهادى ما هي إلا هياكل مترامية من هذه الحيوانات .

وتتكون أيضاً هياكل بعض الكائنات الميكروسكوبية من كربونات الكالسيوم ويتجمع بلالين البلالين منها فوق بعضها ، وقد تكون أكواماً هائلة . وتتكون بعض الهضاب عند «دوفر» من هذه الهياكل . ومن المحتمل أن كل رواسب كربونات الكالسيوم على الأرض هي بقايا حيوانات صغيرة مختلفة . وترجع الكميات الكبيرة منها أيضاً إلى أن الكالسيوم يكون $\frac{2}{3}$ من القشرة الأرضية .

ولا تتأثر الرواسب الموجودة تحت الأرض إلا قليلاً بمياه الأمطار . فتؤثر مياه الأمطار التي تتسرب إلى الداخل من سطح الأرض (حاملة معها ثاني أكسيد الكربون الذي أذابته من الهواء) وتغير جزيء كربونات الكالسيوم ، فيتحد مع الذرات الموجودة في الماء وثاني أكسيد الكربون وتتحول إلى بيكربونات الكالسيوم الأكثر ذوباناً في الماء من كربونات الكالسيوم .

وتنزاح تدريجياً بيكربونات الكالسيوم بواسطة المزيد من الأمطار ، وتتكون جحور كبيرة في باطن الأرض ومنها كهف الماموث في كنتكي . ومغاور كارلسباد في نيومكسيكو ما هي إلا كهوف الحجر الجيري ، وهي تحتوى على كل أشكال الحجر الجيري الجميلة الساحرة حيث يتجمع بيكربونات الكالسيوم نتيجة تساقط الماء (المحتوى على البيكربونات) . وبتبخر الماء ، ترسب البيكربونات وتنفذ الماء وثاني أكسيد الكربون وتصبح كربونات كالسيوم مرة ثانية . والحجر الجيري الذي تجمد أثناء تساقط قطراته من سقف المغارة يسمى « ستالاكت » . وتسمى للعواميد التي ترتفع من الأرض « ستالمايت » .

الجير :

إذا سخنت كربونات الكالسيوم تسخيناً شديداً تنفصل ذرة من الكربون وذرتان من الأكسجين على شكل ثاني أكسيد الكربون ، ويتبقى بعد ذلك أكسيد الكالسيوم الذي يتكون جزيئه من ذرة كالسيوم وذرة أكسجين .

ويطلق اسم عام على هذه المادة وهو « الجير السريع » . وكلمة « سريع » الموجودة في الاسم لاتعني أن المادة سريعة وإنما تعني « حية » . ويعتبر أكسيد الكالسيوم حياً من الطريقة التي يمتص بها الماء ، فهو يفعل ذلك بمنتهى السرعة . وتنطلق كمية كبيرة من الحرارة أثناء هذه العملية ، بل الواقع أن كمية الحرارة الناتجة من إضافة الماء إلى أكسيد الكالسيوم كافية لإحراق الخشب (وسبق أن عرفنا كيف نشعل لهباً بإضافة الماء إلى الصوديوم أو البوتاسيوم . وهذه هي طريقة أخرى لإشعال النار بالماء) .

وقد ذهل المشتغلون بأكسيد الكالسيوم « للشراهة » التي يتحد بها أكسيد الكالسيوم بالماء وبداهم كأن المادة إنسان عطشان لدرجة اليأس ، وبدأوا في تسمية عملية إضافة الماء إلى الجير « بالإطفاء » ، كما لو كانت المسألة إطفاء العطش . والتعود على معاملة هذه العملية كما لو كانت شيئاً حياً قد يكون هو الذي أدى في نهاية الأمر إلى إطلاق اسم « الجير الحى » عليها .

وعادة ما يطلق اسم الجير على أكسيد الكالسيوم . وقد اشتق اسم كالسيوم من « كالكس » calx وهو الاسم اللاتيني للجير .

وأكسيد الكالسيوم هو نوع من المواد التي أطلق عليها الكيميائيون في الأزمنة الغابرة اسم الأرض ، وهي أكاسيد ذات درجة انصهار مرتفعة . ومن أمثلة الأكاسيد الأخرى والتي سبق ذكرها أكسيد الألومنيوم وأكسيد الحديد وثاني أكسيد السيليكون . وإضافة الماء

إلى أكسيد الكالسيوم يتكون إيدروكسيد الكالسيوم وهو معروف باسم الجير المطفاً (أى الجير الذى فقد ظمأه) ، وإيدروكسيد الكالسيوم قاعدة ، وعلى ذلك فأكسيد الكالسيوم يكون قاعدة وعند إذابته يسمى « أرضاً قاعدية » (وقد سبق أن ذكرت فى الفصل الثانى عشر أن القوى والقاعدى كليهما يعنى عكس الحامض) . ولهذا السبب فإن الكالسيوم والعناصر المشابهة له تسمى « الفلزات الأرضية القلوية » .

وينصهر أكسيد الكالسيوم عند درجة حرارة مرتفعة تصل إلى ٢٥٠٠ درجة مئوية . وإذا سلط لهب على أكسيد الكالسيوم فلن ينصهر (مالم تكن حرارة اللهب على درجة كبيرة من الارتفاع) ولكنه سيتوهج بريق أبيض كثيف كان يستعمل (قبل اكتشاف الإضاءة الكهربائية) فى إضاءة خشبة المسرح ، ولازال الأشخاص الذين يعرضون أعمالهم على الجماهير - لسبب أو آخر - يوصفون أنهم «نحت أضواء الجير» in Thelime light

المواد المترسبة :

يعتبر إيدروكسيد الكالسيوم من بعض النواحي قاعدة أقوى من إيدروكسيد الصوديوم أو البوتاسيوم ، فتعادل أوقية من إيدروكسيد الكالسيوم مع كمية من الحامض تزيد بمقدار ١٠ / من الكمية التى تعادل فيها مع أوقية من إيدروكسيد الصوديوم ، وتزيد بمقدار ٥٠ / عن الكمية التى تعادل فيها مع أوقية من إيدروكسيد البوتاسيوم . وهنا يجب أن نضع فى الاعتبار مرة ثانية القابلية للذوبان .

تعلم أن هناك مواد تذوب فى الماء . فالملح الذى تضيفه إلى حسائك يذوب فيه ، وكذا السكر الذى تضيفه إلى القهوة . وهناك مواد أخرى لا تذوب فى الماء مثل الرمل والزجاج و كربونات الكالسيوم . وإيدروكسيد الصوديوم وإيدروكسيد البوتاسيوم شديداً

الذوبان في الماء ، فيذيب لتر من الماء رطلاً أو أكثر من إيدروكسيد الصوديوم كما يذيب على الأقل رطلين من إيدروكسيد البوتاسيوم . وتعتبر مثل هذه المحاليل بكل ما فيها من القاعدة محاليل قاعدية قوية .

أما إيدروكسيد الكالسيوم فهو قليل الذوبان في الماء ، فيذيب لتر من الماء $\frac{1}{10}$ من الأوقية فقط منه . ولهذا السبب يعتبر محلول إيدروكسيد الكالسيوم قاعدياً ضعيفاً ويسمى عادة « ماء الجير » . فإيدروكسيد الكالسيوم قوى ولكن لا يوجد منه الكثير في المحلول .

وتتفاعل ثاني أكسيد الكربون حتى مع أصغر كمية من إيدروكسيد الكالسيوم الموجودة في « ماء الجير » مكوناً كربونات الكالسيوم . وحتى كربونات الكالسيوم أقل ذوباناً في الماء من إيدروكسيد الكالسيوم . وما أن تتكون من تفاعل ثاني أكسيد الكربون مع ماء الجير ، حتى تنفصل من المحلول (أى أنها « ترسب ») على شكل مسحوق أبيض . وإذا نقخت في أنبوبة مغمورة في ماء الجير ، رأيت في الحال أن السائل قد تحول إلى سائل لبنى نتيجة ترسب كربونات الكالسيوم .

وهذه طريقة مفيدة للكشف عن وجود ثاني أكسيد الكربون في عملية التنفس . وما يحدث بين ثاني أكسيد الكربون وإيدروكسيد الكالسيوم له أهمية خاصة في حياتنا اليومية .

« والبياض » بالجير مثلاً ، ما هو إلا إيدروكسيد الكالسيوم المضاف إلى الماء . فبعضه يذوب ، ولكن يطفو معظمه في الماء بشكل معلق . وإذا دهن أى جسم خشبي أو سور بالبياض ، فإن طبقة إيدروكسيد الكالسيوم الرقيقة سرعان ما تتفاعل

مع ثاني أكسيد الكربون الجوي وتتحول إلى كربونات الكالسيوم ، وتلتصق
كربونات الكالسيوم بالخشب بشدة . وحيث أنها لا تذوب في الماء فإنها لا تزول
بالأمطار .

ويتكون الملاط (المونة) بمزج إيدروكسيد الكالسيوم بالرمل بنسبة معينة .
ويوضع الملاط بين الطوب عند رصه لبناء جدار . وهنا أيضاً ، بتعريض إيدروكسيد
الكالسيوم للتغيرات الجوية ، يتحول إلى كربونات ، وعندئذ يتجمد الملاط أي يصبح
صلباً ، ويالتصق بشكل متين جاعلاً الجدار كأنه قطعة واحدة .

ويحتاج البناءون أحياناً إلى مادة تتجمد وتقوى تحت الماء . ولايتأتى هذا مع
الملاط ، لأنه يحتاج للهواء وما يحتويه من ثاني أكسيد الكربون ليتجمد .
« والأسمنت » يحل هذه المشكلة — فهو خليط من الحجر الجيري والطفل . فبالإضافة
الماء يتحد معه كل من الحجر الجيري والطفل لينتج سيليكات كالسيوم الألومنيوم
الصلبة .

وبستفاد من الأسمنت في أغراض عدة ، ولكن أعظمها بلا شك هو في بناء
السدود الكبيرة — فهنا تظهر قيمة مقدرته على التجمد تحت الماء . ولزيادة قوة
الأسمنت يضاف إليه الرمل والحجر الجيري . وإذا صب الخليط ويسمى « الخرسانة »
حول هيكل من القضبان الحديدية ينتج « الخرسانة المسلحة » ، وتصبح من القوة
بحيث تقاوم أنهاراً بأكلها من المياه .

وأحد مركبات الكالسيوم الهامة المعروفة هو ما يطلق عليه اسم « عجينة باريس » —
والإسم العلمي لها هو « كبريتات الكالسيوم نصف المائية » (ويحتوي الجزء منها على
ذرة من الكالسيوم وذرة من الكبريت وأربع ذرات من الأكسجين) . وهي تكون

كبريتات الكالسيوم - بإضافة كمية صغيرة من الماء هي جزيء لكل جزيئين من كبريتات الكالسيوم . وتتحول عجينة باريس بتعريضها للماء إلى « كبريتات الكالسيوم ثنائية الماء » - وهي اتحاد جزيئين من الماء لكل جزيء من كبريتات الكالسيوم . وعجينة باريس هي مسحوق أبيض مفكك ولكنها تتحول بالماء إلى مادة صلبة كالحديد الصلب ، تستعمل في عمل جوائز للأطراف المكسورة لتمنعها من الحركة حتى تلتئم العظام .

وبهذه المناسبة فإن « الجبس » هو حجر معروف موجود في الطبيعة . ويوجد أحياناً على شكل كتل بيضاء تعرف « بالمرمر » ، ولكنها ولا شك تعرفه أكثر على شكل طباشير السبورة المستعمل في حجرات الدراسة .

وكلوريد الكالسيوم هو نوع آخر من مركبات الكالسيوم (ويحتوى الجزيء منه على ذرة من الكالسيوم وذرتين من الكلور) . وهو يمتص بخار الماء من الجو ، ولهذا السبب يرش أحياناً على الطرقات القذرة ، وحتى لو كان الجو جافاً فإنه يمتص من بخار الماء ما يجعل سطح الطرقات رطباً . أما إذا ترك الطريق جافاً تماماً فإن مرور العربات يسبب قيام سحب من التراب مما يجعل قيادة السيارات غير مريحة وأحياناً خطيرة .

عسر الماء :

هكذا نرى أن كثيراً من المركبات السابق ذكرها في هذا الكتاب تحتوى على ذرات الكالسيوم في جزيئاتها .

فمسحوق إزالة الألوان مثلاً ما هو إلا « هيبوكلوريت الكالسيوم » ، « والفلسبار » الذى اشتق اسم الفلور من مصهوره ما هو إلا فلوريد « الكالسيوم » . ويحتوى

الزجاج العادي على سيليكات الكالسيوم وسيليكات الصوديوم . ويطلق أحياناً على سيليكات الصوديوم بمفرده الزجاج للمائي لأنه يذوب في الماء ، في حين أن مخلوط سيليكات الكالسيوم وسيليكات الصوديوم في الزجاج لا يذوب (ويصنع الزجاج عادة بتسخين الرمل والصودا والحجر الجيري إلى درجة تزيد عن ١٣٠٠ درجة مئوية وترك المخلوط لينصهر مع بعضه — فالرمل يمدنا بالسيليكات ، وتمدنا بالصودا بالصوديوم ، والحجر الجيري بالكالسيوم) . وإذا استبدلنا البوتاس بالصوديوم ، فينتج «الزجاج البوتاسي» وهو أصلد ، وينصهر عند درجة أعلى من الزجاج «الصوديومي» .

وسطح الزجاج العادي ليس ناعماً كما يجب ، بل به تموجات وخدوش . وتبدو الأجسام خلال هذا الزجاج مشوهة . أما إذا كشط السطح لينعم فينتج «الزجاج المشطوف» وهو خال من التشويه .

وإذا ضمت طبقتان من الزجاج معاً بواسطة فرخ رقيق من البلاستيك الشفاف ، يصبح الزجاج غير قابل للتشقق ، ربما ينكسر ولكن القطع لا تتناثر ، بل تبقى في مكانها متصقة بالبلاستيك . ومثل هذا النوع من زجاج الأمان يستخدم في السيارات على سبيل المثال ، فيمكن تجنب الأضرار المرعبة التي يمكن حلوثها بواسطة الزجاج المتناثر في حالة الحوادث .

وتسمى الطبقات الرقيقة من الزجاج التي تصنع لتكسو الطفل أو الطوب أو غيرها من المواد ذات الدرجة العالية الانصهار «بالصقلة»^(١) . ويمكن إضافة مركبات معينة للصقلة لجعلها بيضاء أو معتمة أكثر منها شفاقة . ومثل هذه الصقلة المعتمة هي «طلاء» . ومعظم الأدوات في المطابخ الحديثة تتكون من معدن ذي طلاء

من الميناء . ويوفر المعدن المتانة بينما يقدم الطلاء الوقاية ضد فعل الهواء والماء ، وفي نفس الوقت فله جماله الأماص الخاص .

ويمكن أن يأخذ الزجاج شكلاً آخر من الجمال أيضاً عندما تضاف المواد الكيميائية لتعطيه لوناً . ويمكن أن توضع قطع صغيرة من الزجاج المختلف الألوان من هذا النوع إلى جانب بعضها البعض لإنتاج قطع رائعة من الفن . ومركبات الكالسيوم هامة بالنسبة للحياة كما هي بالنسبة للزجاج . فعدد من الخصبات هي مركبات للكالسيوم : فالسوبر فوسفات مثلاً ، الذي أشرت إليه في الفصل التاسع ، هو خليط من الفوسفات والكالسيوم وكبريتات الكالسيوم - كما أن الخليط من نترات الكالسيوم وأكسيد الكالسيوم مخصب هام آخر .

أما أكثرها أهمية فهو أن العظام تحتوي على كالسيوم . ولقد سبق أن أشرنا إلى أن العظام تتكون من الفوسفات ، والواقع أنها تتكون من فوسفات الكالسيوم للركب ، ممتزجاً بكمية أصغر من كربونات الكالسيوم . والهيكلة العظمى للذكر البالغ المتوسط يحتوي على حوالي رطلين وربع من الكالسيوم ، وحوالي رطل واحد فقط من الفوسفور . والفوسفور هام أيضاً في الأسجة الرخوة في الجسم . أما الكالسيوم فيوجد فقط تقريباً في العظام . ولذا فالكالسيوم هو صاحب الحق الأفضل في أن يسمى « مادة العظام » .

وإلى هنا ، فمن المؤكد أن الكالسيوم يبدو كأن له جانباً طيباً فقط دون أن يكون له جانب سيء على الإطلاق . ولكن هذا خطأ . فمن ناحية واحدة على الأقل من الممكن أن يكون الكالسيوم مزيجاً جيداً لسيدة المنزل - فالماء الذي يأتي من صنبرك من الممكن أن يكون من النوع الذي ينتج رغوة جميلة عند إضافة الصابون . ومثل هذا الماء لا يحتوي إلا على كميات ضئيلة من المواد الصلبة ذائبة فيه مثل الماء المأخوذ من خزانات الجبال التي تزود في أغلب الأحوال بواسطة الأمطار . ومثل هذا الماء

يسمى « الماء اليسر » . ومن بين المدن الأمريكية الحسنة الحظ التي لديها ماء يسر في متناول يد سكانها مدينتا بوسطن ونيويورك .

أما الماء المأخوذ من البحيرات والأنهار فقد كان على اتصال بالترربة لوقت ما ، وغالباً ما قام بإذابة مقدار صغير من مركبات الكالسيوم . وعندما يضاف الصابون إلى مثل هذا الماء ، تتحد جزيئات الصابون مع مركبات الكالسيوم . وصابون الكالسيوم هذا لا يكون رغوة ، فهو لزج وغير قابل للذوبان ويبقى على الملابس في حوض الغسيل ومن الصعب إزالته . وبدلاً من أن ينظف فرماً يجعل الأشياء تبدو أكثر قذارة . و (الحلقة) المحيطية بإناء الغسيل ، هي في العادة تجمع من صابون الكالسيوم أكثر مما هي مجرد قذارة . والماء من هذا النوع يدعى الماء « العسر » .

ولحسن الحظ من الممكن أن يجعل الماء العسر يسراً : فإذا ما كان مركب الكالسيوم الموجود هو بيكربونات الكالسيوم ، فيكفي بمجرد غلي الماء أن تتحول بيكربونات الكالسيوم الذائبة إلى كربونات كالسيوم — وهذا ينفصل حيث أنه غير قابل للذوبان . ولما كان مركب الكالسيوم الموجود على شكل محلول فقط هو الذي يسبب الضرر ، فبانفصال كربونات الكالسيوم عن السائل لا يبقى في الماء ما يعيق عملية تكوين الرغوة . والماء من هذا النوع الذي يمكن تحويته إلى ماء يسر بواسطة الغليان ، هو « ماء ذو عسر مؤقت » .

ولكن ما هو الحال إذا ما احتوى الماء على كبريتات الكالسيوم أو كلوريد الكالسيوم ؟ إن هذه المواد لا تتأثر بالغليان . فمن الممكن أن تغلي الماء كما نشاء ومع ذلك يظل عسراً . وهذا هو « الماء الدائم العسر » .

وإذا ما أضيفت كربونات الصوديوم إلى الماء الدائم العسر ، فإنها تتحد مع

كربونات الكالسيوم أو كلوريد الكالسيوم ، ليكون كربونات . وتفصل
كربونات الكالسيوم عن الماء ولا تسبب ضرراً بعد ذلك . والشئ الوحيد الذى
يتراكم فى الماء هو كبريتات الصوديوم أو كلوريد الصوديوم - وهذه ليس لها تأثير سيء
على الصابون . وهكذا حولت كربونات الصوديوم الماء إلى ماء يسر . ولهذا السبب
تسمى عادة « بصودا الفسيل » . (ويمكن إضافة مواد أخرى مثل فوسفات
الصوديوم والأمونيا إلى الماء العسر للتخلص من الكالسيوم ، ولذلك تعتبر ميسرات
الماء أيضاً) . ويمكننا أيضاً أن نيسر الماء بأن نسمح له بالمرور خلال نوع معين من
الطفل يدعى الزيوليت ، فتتحد ذرة الكالسيوم مع الزيوليت عندما يمر الماء خلاله ،
وتحمل ذرات الصوديوم غير الضارة والموجودة فى الزيوليت محلها فى المحلول .

ولقد صنع الكيميائيون جزيئات عضوية مركبة تدعى « بالأصماغ المتبادلة
للأيونات » ، وهى تؤدي عملاً أفضل من الزيوليت . ومن الممكن أن نصنع أصماغاً
متبادلة الأيونات يمكنها أن تخرج كل المواد المختلفة الذائبة فى الماء ، أو كلها تقريباً ،
بما فى ذلك كلوريد الصوديوم . وبهذه الطريقة يمكن أن يصبح ماء البحر مثلاً قابلاً
للشرب . ويمكنك أن ترى مدى فائدة مثل هذه الأصماغ المتبادلة الأيونات بالنسبة
للحياة على مركب طافية على سطح معزول من المحيط ينتظر ركابها الغوث .

والطريقة الأخرى لعلاج مشكلة الماء العسر هى صناعة مركبات تعمل كالصابون ،
ولكنها لا تكون مركبات غير قابلة للذوبان مع الكالسيوم . ولقد قدمت إلى
الأسواق عدة أنواع من مثل هذه المسهلات فى الأعوام العشرة الأخيرة حتى لم يصبح
الماء العسر مشكلة ذات أهمية لربة المنزل كما كان عليه من قبل .

ولكن عند ما يتعرض الماغنسيوم للهواء ، لا يقيم بالطريقة غير المرضية التي تحدث للصوديوم والبوتاسيوم والكلسيوم والحديد ، ولكنه بدلا من ذلك يسلك سبيل الألومنيوم : فسرعان ما يغطي بطبقة رقيقة شفافة من أكسيد الماغنسيوم . وهذه الطبقة معتمة وواقية لدرجة أنه يمكن استخدام صفائح من الماغنسيوم في بناء الطائرات رغم أنه عنصر نشط جداً . والماغنسيوم أكثر نشاطاً من الألومنيوم ، بل إنه في الواقع أكثر المعادن نشاطاً ويمكن تحويله إلى منتجات صناعية بشكل تقي أوقريب من النقاء . ويحمى الماغنسيوم ، كالألومنيوم ، بواسطة طبقة سطحية من الأكسجين مكوناً « أكسيد الماغنسيوم » هذه المرة .

ويجب مع ذلك ألا يدفع الماغنسيوم إلى أكثر مما يحتمل ، فحتى طبقة الأكسيد هذه لا تقيه جيداً . فإذا ما سخن الماغنسيوم في الهواء ، انفجر إلى لهب أبيض لامع لدرجة تخطف البصر . ومن الممكن أن تنتج هذه العملية من مجرد الاحتكاك .

ويجب على المصانع المنتجة للماغنسيوم أن تتخذ الاحتياطات ضد مخاطر الحريق هذه .

ولهذا اللمب الأبيض للماغنسيوم بالطبع (شأنه شأن كل شيء غير سار) بعض القوائد . فعند ما كان يلزم النقاط صورة فوتوغرافية بدون ضوء الشمس في الأيام السابقة لتطور الأفلام الحساسة ، كان من اللازم الحصول على ضوء ساطع آخر .

وتقد كان ضوء الماغنسيوم ساطعاً بما فيه الكفاية ، بل إنه ما زال يستخدم في أغلب الأحيان في التصوير الفوتوغرافي . وفي البداية كان المصورون الفوتوغرافيون يضعون بعضاً من مسحوق الماغنسيوم بالإضافة إلى مركب يكون الأكسجين في داخل إناء صغير مفتوح ويشعلونه في اللحظة المناسبة . ولقد كانت هذه طريقة

خطرة إلى حد ما أيضاً . أما اليوم فلدينا الصمامات الوهاجة (الفلاش) التي
تحتوى على شبكة من أسلاك الماغنسيوم الدقيقة (وإن كان من الممكن استخدام
الألومنيوم أيضاً) المحاطة بالأوكسجين . ومن الممكن تصميم الكاميرا بحيث يشعل
تيار كهربائي صغير الماغنسيوم بمجرد دفع المزلاج ، منتجاً الوهج الساطع اللازم (ومن
الطبعي أن الصمام الوهاج يستخدم مرة واحدة) .

وللهب الماغنسيوم استخداماته في زمن الحرب أيضاً . فالمشاعل التي تلتقي بواحدة
الطائرات من السماء كإشارات أو كأجهزة لإضاءة الأرض وإرشاد قاذفات القنابل
هي عادة من ماغنسيوم مشتعل .

والأمر الأقل بهجة هو القنابل الحارقة التي غالباً ما تصمم من أجل إشعال كمية
من الماغنسيوم بمجرد أن تصطدم بهدفها . وحرارة نار الماغنسيوم كافية لإشعال كل
شيء في المبنى . ومن الصعب إطفاء نيران الماغنسيوم قبل وقوع خسائر فادحة ، إذ
أن الماغنسيوم نشط لدرجة أنه يتحد مع النيتروجين ، وينتزع الأوكسجين حتى من
ثاني أكسيد الكربون ومن الماء . وليس لأى من المواد الحاملة العادية الخمول
التقدر الكافي لدرء نيران الماغنسيوم . وقد تستطيع الرمال أن تقوم بهذه العملية ولهذا
السبب طلب من الناس أثناء الحرب العالمية الثانية أن يضعوا أكياساً من الرمال
مجهزة لاستخدامها في حالة الغارات الجوية .

وأحسن فوائد الماغنسيوم خفة وزنه - فهو أخف حتى من الألومنيوم . فالبوصة
المكعبة من الألومنيوم ، كما قلت في البداية ، تزن أوقية ونصف . أما البوصة المكعبة
من الماغنسيوم فتزن أقل قليلاً من الأوقية . ولهذا السبب فالماغنسيوم ، مثل الألومنيوم

يستخدم أكثر في صناعة الطائرات وفي غيرها من المنشآت التي يكون للوزن الخفيف فيها أهمية أكثر من المتانة . وعادة ما يستخدم في شكل سبيكة مع الألومنيوم .

وتوجد سبيكتان من هذا النوع وهما « الدولوميت Dolomite » التي تتكون من ٩٠ / من الماغنسيوم والباقي أغلبه من الألومنيوم ، « والماجناليوم Magnalium » التي تتكون من ٣٠ / من الماغنسيوم والباقي من الألومنيوم .

ولقد زاد استخدام سبائك المعادن الخفيفة في صناعة الطائرات في الحرب العالمية الثانية ، لدرجة أن إنتاج العالم من الماغنسيوم قد ازداد عشر مرات من ٢٠٠٠٠ طن في العام إلى أكثر من ٢٠٠٠٠٠ طن في العام .

تلاشي القارات :

والماغنسيوم عنصر شائع في القشرة الأرضية إذ يكون ٢١ / من وزنها، ويزداد انتشاراً كلما ازدادنا عمقاً في باطن الأرض .

ولعلك تتذكر أنني قلت إن القارات هي ألواح جرانيتية هائلة وأنها خليط من السليكا وسليكات الألومنيوم . وتحت هذه الألواح الجرانيتية (وتحت مياه المحيط) يوجد البازلت الذي هو عبارة عن سليكات الماغنسيوم . وكما كوزن القارات الطبقة السليكولومية (اختصاراً للسليكون والألومنيوم) فالمنطقة التي تحتها سميت بطبقة السيليا (اختصاراً للسليكون والماغنسيوم) . وفي القشرة نفسها تكوّنت كربونات الماغنسيوم متحدة مع كربونات الكلسيوم ، وتكوّنت سلسلة كاملة من الجبال . ويسمى هذا الآحاد « بالدولوميت » Dolomite .

وإذا ما أخذت الأرض كلها في الاعتبار ، وليس قشرتها فقط، لوجدنا أن

لماغنسيوم أكثر من الألومنيوم . وماغنسيوم في الواقع يشكل ٨١٪ من مجموع الأرض . ويعتقد بعض الجيولوجيين أن النسبة يمكن أن ترتفع إلى ١٧٪ ، ولذلك فالحديد هو المعدن الوحيد الأكثر شيوعاً منه .

وبعض الأشكال الشائعة لسليكات الماغنسيوم هما « الطلق » Tale و« الأسبتس » Asbestos . والأخير معدن من الممكن أن ينتزع منفصلاً على شكل ألياف من الممكن أن تنسج وتغزل في شكل نوع خشن جداً من القماش . والستائر أو الأدوات المصنوعة من هذا القماش غير قابلة للاحتراق وهي لا تتأثر بالحرارة (أو البرودة) لفترة من الزمن . وغالباً ما تغلف أنابيب البخار وأنابيب الماء الساخن بالأسبتس وتصنع منه جميع أنواع الأسفلت المضادة للنيران والعوازل والقيشاني . أما الطلق فعبارة عن مادة رخوة حريرية الملمس تستخدم في شكل مسحوق كما هو الحال في مسحوق الطلق المعروف . والكتل الصلبة من الطلق تدعى « حجر الحرارة » Soapstone . وما زال هناك نوع آخر من سليكات الماغنسيوم وهو طين الخفاف وهو مادة خفيفة مسامية (واسمها هو الكلمة الألمانية) التي معناها « زبد البحر » التي تستخدم في غلايين المدخنين . ومع كثرة الاستعمال تمتص هذه المادة قطران التبغ الملون ويتخذ الغليون كله لوناً واحداً غزيراً يقدره أولئك المهتمون بمثل هذه الأشياء .

ومع ذلك فإننا لا نحصل حالياً على الماغنسيوم من الأرض . إذ يوجد « كلوريد الماغنسيوم » كإحدى صلبة ذائبة في ماء البحر . ويوجد من كلوريد الماغنسيوم ما يبلغ ١/٤ كلوريد الصوديوم في ماء البحر . ومع ذلك يوجد ١٨ مليون طن من كلوريد

الماغنسيوم في الميل المكعب من ماء البحر . وبما أنه يوجد حوالي ثلاثمائة مليون ميل مكعب من ماء البحر فإننا لن نخشى خطر نقص الماغنسيوم إذا حاولنا الحصول عليه من ماء البحر . بل إننا فعلاً نقوم بهذا . ويعتبر الماغنسيوم الفلز الوحيد الذي يمكن الحصول عليه اقتصادياً من البحر . وأما الفلز الآخر الوحيد الذي نحصل عليه من البحر فهو « لافلز البروم » .

ويوجد كلوريد الماغنسيوم أحياناً كشوائب مع الملح العادي . وكلوريد الماغنسيوم، مثله كمثل كلوريد الكالسيوم، يمتص بخار الماء من الجو، وإذا وجد في الملح فإنه يمتص كمية من بخار الماء مما يجعله متميعاً (خصوصاً في الأيام الممطرة) ويتعجن الملح ويصعب صبه . ومع أن هذا شيء تافه إلا أنه كثيراً ما يضايق ربة البيت ويشير أعصابها . ولذلك تعالج أنواع من الأملاح هذه الأيام لمنع التمتعج . ويوجد كلوريد الماغنسيوم متحداً أيضاً مع كلوريد البوتاسيوم في رواسب « ستاسفورت » . ويسمى هذا الاتحاد « بالكارناليت » Carnallite .

ويطلق على أكسيد الماغنسيوم بشكل عام اسم الماغنيسيا . وقد اشتق هذا الاسم من نفس الحى الموجود في اليونان ، والذي أطلق على أساسه اسم مغناطيس و مغناطيسية . وقد اشتق اسم عنصر الماغنسيوم من الماغنيسيا . ويقاوم أكسيد الماغنسيوم الحرارة وينصهر عند درجات الحرارة المرتفعة بل عند درجات أكثر ارتفاعاً من أكسيد الكالسيوم ، ويستخدم كلاهما في تبطين الأفران . ويتجمد الخليط من أكسيد الماغنسيوم وكلوريد الماغنسيوم بعد تنديته بالماء ، ويتحول إلى كتلة صلبة في ساعات قليلة ويسمى « بالأسمنت » السريع .

ويتكون إيدروكسيد الماغنسيوم بإذابة أكسيد الماغنسيوم في الماء ، وهو قاعدي وأقل ذوباناً في الماء من إيدروكسيد الكالسيوم .

ويذابة إيدروكسيد الماغنسيوم في الماء ، يكون سائلاً معلقاً أبيض مغبراً يسمى « ابن الماغنسيوم » ، ويستعمل ابن الماغنسيا أحياناً كضاد للأحماض ومسهل وهناك مركبان آخران للماغنسيوم يستعملان كمسهل أيضاً وهما سترات الماغنسيوم وكبريتات الماغنسيوم .

وإذا التصقت سبعة جزئيات من الماء بجزء من كبريتات الماغنسيوم ، فإنها تكون ملحاً يعرف بالملح الإنجليزي أو « ملح إبسم » Epsom Salt . ويرجع هذا الاسم إلي أول تحضير له من ماء ينبوع وجد في مدينة إبسم في جنوب شرق إنجلترا في عام ١٦٩٥ .

وتجعل مركبات الماغنسيوم الماء عسراً ، مثل مركبات الكالسيوم (وكذلك مركبات الحديد) . ويمكن استعمال نفس الطرق لتيسير الماء ، وذلك من مركبات الكالسيوم ، وبنفس الطريقة أيضاً مع الماغنسيوم والحديد .

والماغنسيوم من العناصر الهامة الضرورية للحياة . فيوجد $\frac{2}{3}$ الأوقية منه في جسم الإنسان ويوجد معظمه في العظام . وقد تركت للنهية نقطة عن الماغنسيوم ربما تكون أهم النقط جميعاً . ذلك أن كل النباتات الخضراء تحتوي على مركب يسمى « بالكوروفيل » . و « الكوروفيل » هو الذي يمتص الطاقة من أشعة الشمس ويمثلها حتى يمكنه بناء أنسجته من مجرد الماء وثنائي أكسيد الكربون والأملاح . وتعيش كل الحيوانات على أنسجة النبات . وهذا يعني أن كل حياة النباتات والحيوانات (وكل أنواع الحياة الميكروسكوبية) تتوقف على الكوروفيل . ويحتوي كل جزء من الكوروفيل على ذرة من الماغنسيوم . ولا يمكن للكوروفيل أن يعمل دون تلك الذرة من الماغنسيوم ، وإلا انتهت حياة الإنسان والنبات .

الألعاب النارية وأشعة إكس :

أما الفلزان القلويان الموجودان تحت الكالسيوم مباشرة في الجدول الدوري

فهما أقل انتشاراً من الكلسيوم والمغنسيوم ولكنهما ليسا نادريين تماماً .

فالإستراتيوم هو العنصر رقم ٣٨ ، وقد أطلق عليه هذا الاسم لأنه تم إكتشاف معدن يحتوي عليه عام ١٧٩٠ في مناجم الرصاص بالقرب من سترونتيان بامكتلندا .

والباريوم هو العنصر رقم ٥٦ واشتق اسمه من المعدن المعروف المحتوي على ذرة الباريوم . وقد كان يسمى في يوم ما « بارايتس » وهو مشتق من الكلمة اليونانية التي تعنى « ثقيل » . ويعرف المعدن حالياً باسم « الباريتا » ، وهو ثقيل جداً ، أثقل من الجرانيت مرتين ، ويطلق عليه بالإنجليزية « السبارالثقل » .

وقد تمكن « دافى » من فصل كل من الإستراتيوم والباريوم في عام ١٨٠٨ . ومظهرهما متشابه مع الكلسيوم ، وكذا تفاعلاتهما ، بل وهما أكثر نشاطاً . ويشتمل مسحوق الباريوم بتعرضه للهواء . ويعتبر الباريوم أكثر معادن الأرض القلوية نشاطاً وهو نموذج للمعدن القلوى .

وللباريوم قابلية شديدة للامتصاص وللإتحاد مع النيتروجين والأكسجين مثله في هذا مثل الغازات النشيطة الأخرى كالمغنسيوم والسيزيوم . ولهذا السبب تدخل كرية صغيرة من هذه العناصر الثلاثة في صمامات الراديو أثناء صناعته . فبعد تفريغ الصمامات من الهواء بواسطة آلة تفريغ الهواء ، نجد أنه لا تزال هناك آثار باقية من الهواء . وهى مجرد آثار ولكنها تكفى لوقف عمل الصمامات ، لذلك تسخن كرية الباريوم والمغنسيوم والسيزيوم الموجودة بواسطة الكهرباء ، فتتبخر وتتحد بالأجزاء الصغيرة من الأكسجين والنيتروجين التى بقيت بعد التفريغ . وتبريد الصمام يترسب مخلوط العناصر والمركبات على السطح الداخلى مكوناً مرآة بيضاء . ولا بد أنك لاحظت هذه المرآة إذا ما نظرت إلى صمام الراديو .

وتستخدم مركبات من كل من الإستراتيوم والباريوم في الألعاب النارية والمشاعل . فتشتعل نترات الإستراتيوم بضوء ذى لون أحمر . أما نترات الباريوم فبلون أخضر زاه . ويتحد إيدروكسيد الإستراتيوم بالسكر مكوناً « سكرات الإستراتيوم » الغير ذائبة . وتستعمل في فصل السكر من المولاس (المسل الأسود) . وما أن تنفصل سكرات الإستراتيوم حتى يسهل إزالة ذرة الإستراتيوم منه . ويعتبر إيدروكسيد الباريوم أقوى قاعدة بين كل إيدروكسيدات الأرض القلوية . وفي بعض الأحيان تفوق إيدروكسيدات الصوديوم والبوتاسيوم ، لأن الأخيرتين تمتصان ثانى أكسيد الكربون من الهواء (إلا إذا اتخذت احتياطات خاصة) . و كربونات الصوديوم والبوتاسيوم الناتجة تجعل الإيدروكسيدات غير تقيية . وبذئب إيدروكسيد الباريوم ثانى أكسيد الكربون أيضاً ، ولكن كربونات الباريوم الناتجة تختلف عن الكربونات القلوية في أنها لا تذوب بل ترسب كسحوق أبيض . وينتج عن ذلك أن إيدروكسيد الباريوم يصفر بشكل ضئيل ولكنه يبقى تقيياً .

ومركبات الباريوم سامة جداً . مثال ذلك كربونات الباريوم (التى عادة ما تستخدم كسم للفران) ، ومع ذلك فإننا نتعاطى نوعاً من مركبات الباريوم وبكميات كبيرة تحت إرشاد الطبيب . قد يبدو هذا غريباً ولكن هناك سبباً وجيهاً لذلك .

والإسم العلمى للبارايت هو كبريتات الباريوم (ويحتوى الجزىء منها على ذرة من الباريوم وذرة من الكبريت و ٤ ذرات من أكسيجين) .

وكبريتات الباريوم غير قابلة إطلاقاً للذوبان فى الماء ، بل هى أقل قابلية للذوبان من كربونات الكالسيوم . ولا يمكن أن تضر ك مركبات الباريوم إلا إذا كانت على شكل محلول ، لأن الجسم لا يمتص فى الأمعاء الدقيقة إلا المواد الذائبة . وطالما أن كبريتات الباريوم غير ذائبة فهى تعرف فى الأمعاء وتخرج منها دون أن تضر ك .

ومع ذلك لماذا يطلب منك الأطباء أحياناً أن تشرب هذه المادة ؟ الإجابة على ذلك بسيطة : تخرق أشعة إكس الذرات البسيطة، أي الذرات المنخفضة الأرقام، واسكنها بواسطة الذرات ذات الرقم المرتفع تمتصها . وتتكون عظام الجسم أساساً من كلسيوم (عنصر رقم ٢٠) وفوسفور (عنصر رقم ١٥) . وتتكون أنسجة الجسم أساساً من إيدروجين (رقم ١) و كربون (رقم ٦) و نيتروجين (رقم ٧) وأكسجين (رقم ٨) . وعلى ذلك تمر أشعة إكس خلال الجلد واللحم والدم بسهولة أكثر من العظام والأسنان . وتبدو العظام والأسنان بيضاء خلال صورة أشعة إكس . ويمكن للطبيب أن يحدد أين وكيف حدث كسر أو شرخ للعظام، ويمكن لطبيب الأسنان أن يحدد إذا ما كانت هناك تجاويف في الأسنان . ولكن أحياناً يرغب الأطباء في معرفة كل شيء، عن أمعاء المريض ، بينما لا تعطى أشعة إكس أية معلومات عنها في الظروف العادية ، ولا يوجد ما يدعو إلى إجراء جراحة لمجرد النظر داخلها . لذلك فهم يقدمون للمريض « وجبة باريوم » ، وهي عبارة عن مخلوط من كبريتات الباريوم واللبن المضاف إليه المولت أو ما شابه ذلك (لإعطاء كبريتات الباريوم طعماً مقبولاً) . وبعد ابتلاع هذه الوجبة تنتقل كبريتات الباريوم ببطء بطول المعدة والأمعاء وتملأها بالعنصر رقم ٥٦ . وتوقف كبريتات الباريوم أشعه إكس بدرجة أفضل من العظام ، وهي تصنع رسماً أبيض على لوحة أشعة إكس . ومن شكل الرسم وسرعة تحركه وما إلى ذلك، يستطيع الأطباء تشخيص المرض .

الأحجار الكريمة والسم :

يوجد حجر كريم يدعى « البيريل » Beryl أو « الزمرد المصري » وقد عرف منذ زمن طويل . والنوع المعتاد المعتم والأزرق أو الأخضر يعتبر « شبه شمين » ، بينما تعتبر الأنواع الشفافة ثمينة . « والأكوامارين » نوع أزرق شفاف، والزمرد نوع أخضر شفاف ويعتبر أمن الأحجار الكريمة .

وفي عام ١٧٩٨ عزل الفرنسي « ل . ن . فاكيلان » من البيريل مركباً

سماه « جلوسينا » وهو مشتق من الكلمة اليونانية التي تعنى « حلو » (وقد أطلق عليه هذا الاسم لأن طعم بعض المركبات التي استخدمت في تركيبها الجلومينا كان حلواً). وفي سنة ١٨٢٨ عزل كل من الكيميائي «فردريك فوهلر» والكيميائي «م . بوس» العنصر الجديد الموجود في البيريل والجلوسينا . ويسمى هذا العنصر عادة « بالبريليوم » وهو مشتق من اسم « بيريل » المعروف حالياً بسليكات البريليوم والألومنيوم . وعرف هذا العنصر لمدة طويلة باسم الجلوسينيوم نسبة إلى جلوسينا ويعرف حالياً باسم أكسيد البريليوم .

والبريليوم وهو العنصر رقم ٤ ، مثله كمثل الماغنسيوم والألومنيوم ، تحميه طبقة رقيقة من الأكسيد عند تعرضه للجو ، وهو أقل فلزات الأرض القلوية نشاطاً وأصلدها دون شك . وهو في الواقع يشبه الألومنيوم في بعض النواحي أكثر مما يشبه العناصر الأخرى من مجموعته . ويحدث أحياناً أن العنصر الأول في المجموعة يشبه العنصر المقابل من الجهة اليمنى الدنيا في الجدول الدوري ، وهذا مثل على ذلك . ومثل آخر هو الأكسجين الذي يشبه الكلور في بعض النواحي أكثر مما يشبه الكبريت .

وتتخرق أشعة إكس البريليوم بسهولة جداً لأن رقمه الذري منخفض جداً ، لذلك يمكن استخدامه « كنافذة » على أنابيب أشعة إكس . فأشعة إكس تنفذ خلال القطاع الصغير من البريليوم وتخرج كشعاع موجه .

ومنذ عشرة أعوام كان يبدو كما لو أن من الممكن أن يدخل البريليوم إلى الاستخدام الواسع النطاق في المنازل والمكاتب ولكن خموله أدى إلى غير ذلك .

فلأنابيب الزجاجية الأسطوانية التي تحتوي على قدر ضئيل من الزئبق

تعطى أشعة من الضوء وغيرها من الأشعة عندما يمر تيار كهربائي خلالها. وبعض هذه الأشعة هي النوع الغير مرئي الفائق النشاط المعروف بالأشعة «فوق البنفسجية». وبعض المعادن تمتص الأشعة فوق البنفسجية وتعطى الطاقة مرة أخرى في شكل ضوء مختلف الألوان . وفي بعض الأحيان تكون التأثيرات جميلة تماماً . وهذه القدرة على البريق عند التعرض للأشعة فوق البنفسجية الغير مرئية تدعى « الومضان » Fluorescence .

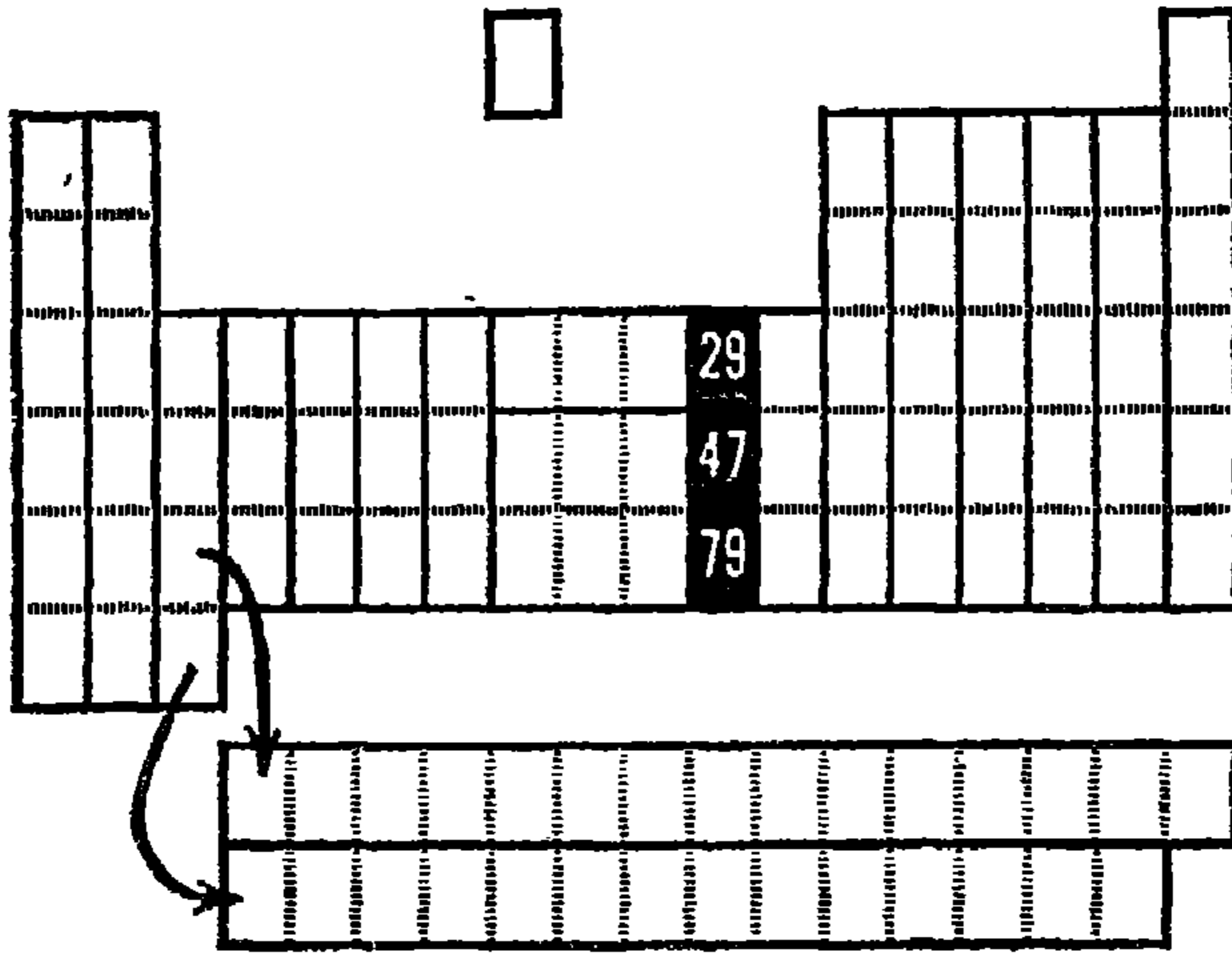
والآن فإن أنبوبة زئبق عادية ليست مريحة تماماً لتقرأ ولتعيش على ضوءها . فلونها أخضر مخيف وغير ممتع ، وإذا ما كان السطح الداخلي للأنبوبة مغطى بمسحوق يحتوي على مركب البيريليوم ، فهذا المسحوق يتألق تحت أشعة الزئبق فوق البنفسجية وينتج ضوءاً أبيض ساطعاً . وكانت النتيجة هي أضواء الفلورسنت التي أصبحت شائعة في المطابخ والمصانع والمكاتب . وكانت هذه الأضواء أكثر كفاءة من الأنابيب المضيئة العادية لأنها أعطت ضوءاً أسطع بحرارة أقل ، واستخدمت تياراً كهربائياً بشكل أقل .

وعندئذ ظهرت مشكلة : ذلك أنه إذا ما جرح إنسان بأنابيب الفلورسنت المكسورة فإنه يصاب بجروح لا تلتئم . كما أن لمن يتنفس المسحوق من أنابيب الفلورسنت المكسورة تصيبهم أمراض خطيرة في الرئة لا يمكن الشفاء منها . وهكذا اتضح أن مسحوق البيريليوم المستخدم في أنابيب الفلورسنت هو سم متسلل للغاية وقد يبقى أحياناً لعدة أعوام دون أن يحس به المصاب . ومع ذلك فهو سم قاتل جداً على المدى الطويل .

لقد كان هناك حل واحد يتعين عمله وهو العمل بقدر ضئيل من البيريليوم السام على قدر المستطاع . وأنابيب الفلورسنت الحديثة الصنع تستخدم أشكالاً جديدة من المسحوق بها كميات ضئيلة من البيريليوم أو ليس بها شيء منه على الإطلاق .

الفصل الخامس عشر

النحاس والفضة والذهب عناصر النقص



المعادن الأولى :

لعدة مئات من آلاف السنين ظل الإنسان البدائي يستخدم أدوات مصنوعة من الخشب والحجر . واقد كانت مثل هذه المواد في متناول اليد . وكان من الممكن أن تكون المعادن من الأنواع المختلفة ذات فائدة أكبر بعدة طرق ، ولكن المعادن لم تكن بعد في متناول اليد .

وتوجد المعادن غالباً في شكل مركبات . وفصلاً ذرات المعدن من الذرات

الأخرى في المركب ، ليس من السهولة كالتقاط صخرة وتهذيبها في شكل رأس بلطة .

ولم يتم اكتشاف المعادن إلا منذ ستة آلاف عام . وحتى في ذلك الوقت فمن الأرجح أن الاكتشاف كان حادثاً عرضياً . وكلما ازداد نشاط المعدن زاد احتمال وجوده على شكل مركبات فقط . وكلما ازداد نشاطه ، كان من الأشق الحصول عليه من المركب . والمعدن الخامل (من الناحية الأخرى) من الممكن أن يوجد في التربة في شكل حر - أي كعدين ، أي العنصر نفسه . وإذا حدث أن وجد العنصر شبه الخامل كمركب ، فعادة ما يكون من السهل فصل ذراته .

وتوجد ثلاثة معادن شبه خاملة تتشابه كيميائياً . وهذه هي النحاس (العنصر رقم ٢٩) ، والفضة (رقم ٤٧) ، والذهب (رقم ٧٩) . ويشق النحاس اسمه من جزيرة قبرص Cyprus الموجودة في البحر الأبيض حيث كانت هناك مناجم للنحاس أيام اليونان والرومان .

والفضة ، لأنها أكثر خمولاً من النحاس ، فمن الأرجح احتمالاً أن توجد خالصة ، ولكنها أيضاً أقل انتشاراً من النحاس . والذهب هو الأكثر خمولاً ، وأيضاً هو أندر الثلاثة . وفي بعض الأحيان يوجد الذهب والفضة مختلطين ببعضهما في شكل سبيكة طبيعية ، تدعى « الإلكترولوم » .

ونحن لا نعرف أي الثلاثة قد اكتشف في البداية ، فلقد وجدت عينات من الثلاثة في بقايا مصرية وبابلية ترجع إلى ٤٠٠٠ عام ق . م . على الأقل .

والشئ الذي يمكن أن يكون قد حدث هو أن أحد الناس كان يقيم ناراً على صخرٍ يحتوي على نحاس أو فضة أو ذهب ، إما خالصة أو في شكل مركب (والأرجح أن النحاس هو الذي كان يوجد على شكل مركب) . وعندما خمدت النار

حدث أن نيش الرجل فى الرمال ، أو لاحظ وجود كرات معدنية صغيرة انصهرت من الصخر بواسطة النار ، (وإذا كان المعدن هو النحاس فى شكل مركب ، فمن الممكن للكربون المتأهب من خشب الحريق أن يتحد بسهولة بالعناصر الأخرى للمركب ، وأن يترك النحاس خلفه . وربما نتذكر أن الكربون المتأهب يفعل مثل هذا الشيء مع مركبات الحديد) .

ولقد كان من السهل أن ينجذب رجلنا البدائى إلى لون المعدن وبريقه . والمعادن الثلاثة جيدة تماماً . فالنحاس نى محمر ، والذهب أصفر (وهما من المعادن الوحيدة الملونة) ، والفضة بيضاء . وإذا كان الرجل محباً للاطلاع بدرجة كافية فقد يكون قد طرق المعدن بصخرة ، وربما دهس عندما وجد أنه لا يتأثر مثل الصخر ، أو يتشقق مثل الخشب أو العظم . فبدلاً من ذلك وجد أنه ينشئ ويتفلطج ، ومن الممكن طرقه إلى أى شكل .

فلاستخدام الأول لهذه الكتل المعدنية الصغيرة كان بلاشك للزينة ، وبما أن الإنسان (والنساء على وجه الخصوص) يقدر الزينة ، فمن الأرجح أن يكون الإنسان قد بدأ يبحث عن معادن أخرى من جميع الأنواع . (وبالمناسبة يعتقد بعض الناس أن أول اكتشاف للمعادن قد تم فى شبه جزيرة سيناء حيث تلتقى آسيا وإفريقيا) . وبعمر القرون ، وجد الإنسان أنه يمكنه جعل النحاس أكثر صلابة بإضافة معادن معينة أخرى إليه . ونحن لا نعرف كيف اكتشف ذلك ، ومن الأرجح أن ذلك كان مصادفة : فقد تعلم الإنسان بشكل ما ، أن يضيف قليلاً من الخارصين إلى النحاس فيصنع النحاس الأصفر ولونه أصفر وهو أكثر صلابة وأرخص من النحاس - ثم تعلم أن يضيف إليه قليلاً من القصدير ليصنع البرونز .

والعينات الأولى من البرونز فى المقابر المصرية ترجع إلى ٣٥٠٠ ق . م . ولمدة ألفين من السنين أو أكثر كان البرونز هو المعدن القوى ، وكان يستخدم فى التسليح ولرؤوس الحراب وفى الخناجر والبنط . وكان أكثر تفوقاً على

الحجر في الصلابة وفي قدرته على الاحتفاظ بطرف حاد . وقبل اكتشاف الحديد لم يكن هناك شيء أفضل من البرونز . ولم يبدأ تطور النحاس إلا في زمن الإمبراطورية الرومانية .

أما اليوم فسيبىكة النحاس الجديدة تحتوى على ٢٪ من البريليوم ، وهي أصعب من أى سببىكة نحاس كانت معروفة للأقدمين - بل ربما بلغت صلابة الصلب (رغم أنها ليست أرخص) . ويمكن لقطعة من البريليوم والنحاس أن تثنى إلى الأمام والخلف دون أن تتكسر آلاف المرات أكثر من أحسن أنواع الصلب . وأكثر من ذلك ، فبما أن سببىكة البريليوم والنحاس لا يصدر عنها شرار عندما تحتك بجسم صلب ، فالأدوات المصنوعة منها أكثر فائدة من الناحية العلمية خصوصاً حيث توجد أبخرة قابلة للاشتعال في الجو .

ولقد كانت معادن النحاس والفضة والذهب مفيدة كأدوات للزينة ، كما كانت تصنع منها الأدوات المفيدة لدرجة أن كمية ضئيلة من أى من الثلاثة كانت تساوى عدداً كبيراً من البقر وآلافاً من أرانب الجبوب وأكوام الخشب . ولذلك أصبح أهل المرء أن يمتلك هذه المعادن لأنها تمثل ثروة كبيرة في حيز ضئيل : فقطعة من الذهب تساوى عشرة مواشى ، وتشغل حيزاً أقل بكثير من العشر مواشى . وإلى جانب ذلك ، فلا يتعين تغذيتها أو العناية بها . وإذا ما أردت ماشية لتأكلها ، فما عليك إلا أن تقوم بالمبادلة . وقد أدى بحث الإنسان عن الذهب إلى إنتاج ٥٠٠٠ رطن منه . وقد يبدو أن هذا ليس كثيراً ، ولكن الذهب من أكثر المعادن ندرة باستثناء بعض المعادن الخاصة التي سأذكرها في الفصل الأخير .

لقد أصبح النحاس والفضة والذهب خاصة وسائل للتبادل . فقد كان الذهب نادراً وكان جميلاً ، وهو لا يفقد بريقه ، ومن الممكن استخدامه كجواهرات أثناء الاحتفاظ به . فبدأت كل المقتنيات تقوم بما يساوى عدداً من أوقيات الذهب .

وحوالى عام ٦٠٠ ق . م . بدأت بلدة تدعى « ليديا » فى آسيا الصغرى فى استخدام كتل من الذهب بختم حكومى وصورة للملك مطبوعة عليها . وكان الختم يضمن نقاء الذهب ووزنه . فكانت هذه « عملة » . ثم بدأ الناس فى طلب مثل هذه العملات أكثر من الأوزان العادية المشكوك فى وزنها ونقاؤها .

ومازالت العملات تصنع حتى اليوم من سبائك من النحاس والفضة والذهب (فللمادن الفضية رخوة إلى درجة أنها لا تتحمل التداول فى الأيدي الذى تتعرض له العملة) . فانظر إلى العملات الأمريكية على سبيل المثال : فالبنس يصنع من نوع من البرونز ٩٥ ٪ نحاس و ٤ ٪ صفيح و ١ ٪ خارصين . والقطعة ذات الخمسة سنتات تتكون أيضاً من قدر أكبر من النحاس رغم أنها لا تبدو كذلك . إنها ٧٥ ٪ نحاس و ٢٥ ٪ نيكل ، ويجعل النيكل الخليط رمادياً ويعطى العملة اسمها الشائع . (وهناك عملات قديمة من « باكتريا » Bactria التى تقع فى الأرض التى ندعوها الآن أفغانستان مصنوعة من النحاس والنيكل أيضاً فى مثل هذه النسبة بالدقة تقريباً) . والعملات الفضية « كالدايم » dime وربع ونصف الدولار والدولارتتكون من ٩٠ ٪ فضة و ١٠ ٪ نحاس . والعملات البريطانية التى جرت العادة أن تتكون من الفضة تصنع الآن من النحاس والنيكل ، مثل القطعة الأمريكية ذات الخمسة سنتات . والعملات الذهبية تتكون من ٩٠ ٪ ذهب و ١٠ ٪ نحاس . ولعلك لم ترأبداً فى أمريكا عملة ذهبية لأنه منذ وقت بعيد لم يسمح للذهب بالتداول كعملات فى الولايات المتحدة ، لأن هناك أسباباً اقتصادية معقدة تدعو لذلك . والآن يخزن رصيد أمريكا الذهبى فى « فورت نوكس » .

الأسلاك الكهربية :

والنحاس استخدام هام آخر هذه الأيام أكثر من استخدامه كجواهرات

أو حتى كمالات : فالكهرباء يجب أن تحمل، أو تنقل من مكان لآخر . والمواد التي يمكن أن تنقل الكهرباء خلالها بسهولة تسمى بالموصلات . أما المواد الأخرى فغير موصلة . فالفلزات موصلات ، واللافلزات غير موصلة . (وهناك بعض استثناءات ، فالهزموت رغم أنه فلز ، موصل رديء - والكربون رغم أنه لافلز موصل جيد ، على الأقل في شكل الجرافيت) .

وعندما تنقل الكهرباء من مكان لآخر فينتا لا تريد أن تفقد منها شيئاً خلال الطريق . وكلما كان موصلنا أفضل كان ما تفقده من الكهرباء أقل . وإحدى الطرق لمعرفة مدى جودة الموصل الذي لدينا هو أن نلاحظ مدى الحرارة التي تنتج فيه عندما تمر خلاله كمية معينة من الكهرباء . فهذه الحرارة ، التي تنشأ بواسطة المقاومة الكهربائية للموصل ، تمثل الكهرباء المفقودة . وكلما كان الموصل أفضل قلت المقاومة وقلت الحرارة وقلت الخسارة في الكهرباء .

وبعض التطبيقات الكهربائية تتضمن تحويل الكهرباء إلى حرارة ، فتصنع أسلاك خاضة لها مقاومة كبيرة تسخن لدرجة الاحمرار بمرور تيار كهربائي فيها - وعندما تستعمل آلة تجميع كهربائية مثلاً ، فإنك تريد استنفاد الكهرباء على شكل حرارة لأنك تريد الاستفادة من الحرارة .

ولنفترض أنك أتيت بعدد من الأسلاك المصنوعة من معادن مختلفة ، وكلها بنفس السمك ونفس الطول ، وصررت فيها نفس الكمية من الكهرباء ، فستجد أن أسلاك الفضة - دونها جميعاً - أقلها إنتاجاً للحرارة . وعلى ذلك فالفضة هي أحسن موصل كهربائي ، ويليهما في هذا النحاس .

ولو أعطينا أرقاماً تدل على جودة التوصيل وأعطيت للفضة رقم ١٠٠ ، فسيكون النحاس ٩٥ ، والذهب ٦٧ ، والألومنيوم ٥٨ ، والحديد ١٦ . وبما أن جودة

النحاس قريبة من الفضة ، وهو أرخص منها بكثير ، فيستخدم النحاس في صناعة معظم الأسلاك الكهربائية . بل يستخدم أكثر من نصف النحاس المستخرج في صناعة الأدوات الكهربائية بطريقة أو أخرى . (وقد ذكرت سابقاً أن الألومنيوم يستخدم في المسافات الطويلة لتوفير النحاس) . ومع أن الفلزات القلوية هي أكثر الفلزات تعمقاً في خصائصها المعدنية ، وهذا فيما يتعلق بخصائصها الكيميائية ، إلا أنها ليست موصلة جيدة للكهرباء . ويعتبر الصوديوم أحسن القلويات توصيلاً للكهرباء . وتبلغ درجة توصيله ، حسب التنظيم السابق ، ٣٥ درجة .

وخلال الحرب العالمية الثانية نقص احتياطي النحاس بشكل كبير مما أدى إلى سحب احتياطي الفضة من أقبية الحكومة في « فورت نوكس » واستخدامه كموصلات في « أولك ريدج » (وقد أعيدت الفضة بعد انتهاء الحرب) . بل وقامت الحكومة بتجارب سنة ١٩٤٣ لسك عملات البنس من النحاس ولكن هذه التجارب فشلت . وقد أخطأها الكثيرون وهي جديدة ، واعتقدوا أنها « دايم » وبمضي الزمن تحولت إلى اللون الأسود الرمادي ، وأصبح منظرها قبيحاً ولم يرتح إليها الناس ، مما جعل الحكومة سنة ١٩٤٤ رغم نقص النحاس تعود إلى البنس النحاسي .

ويعتبر النحاس عنصراً نادراً هاماً في الأنسجة الحية (مثل الكوبلت) ، كما أن لبعض الحيوانات دماً أزرق حقيقياً ، مثل الكابوريا واللوبسترو والقواقع والحبار . فيحتوي دمها على « هيموسيانين » . وهو يحمل الأكسجين بنفس طريقة الهيموجلوبين . والهيموسيانين مركب أزرق يحتوي جزيئه على ذرات النحاس .

المصوغات :

ويعتبر النحاس أقل العناصر الثلاثة خولاً ، وبالتالي فهو أقلها صلاحية في عمل المصوغات . فيتعرضه للجو تنطوي بطبقة بنية من الأكسيد لا تحمده بالأكسجين ،

ثم تتحول تدريجياً إلى اللون الأخضر لآتمحادها بمركبات الكبريت الموجودة في الجو مكونة كبريتات قاعدية . وتكون « كلوريد قاعدى » بالقرب من البحر (وهو أخضر أيضاً) لوجود كلوريد الصوديوم في رذاذ ماء البحر .

وهذه القشرة الخضراء جذابة ، ولهذا فلها قيمتها . وتمثال الحرية المشهور بميناء نيويورك هو أحد الأمثلة التي تستحق المشاهدة ، فهو مصنوع من النحاس ولونه الآن أخضر مزرق ، وتحمى القشرة الخضراء المزرقة النحاس الذى تحمى منها من مزيد من التغيرات . (ويطلق على هذه القشرة أحياناً اسم « الجزار ») .

ويوجد خام نحاس ويسمى « مالاثيث » وله نفس اللون الجذاب ، وقد استعمل في صناعة الأشياء ذات الجمال الفنى الرائع . وقد زود هذا المركب وغيره من مركبات النحاس الفنانين بألوان الأزرق والأخضر بعدة درجات .

ولا يرجع هذا اللون في مركبات النحاس إلى النحاس ذاته ، فمثلا كبريتات النحاس اللامائية لونها أبيض (يحتوى الجزيء على ذرة نحاس وذرة كبريت وأربع ذرات من الأكسجين) . ومع ذلك فإذا أضيف إليها الماء فإن كل جزيء من كبريتات النحاس يتحد مع خمسة جزيئات من الماء بشكل غير ثابت . ويسمى هذا الماء المرتبط بشكل ضعيف « بماء التبلور » ، ويمكن استبعاده بالتسخين . ولون كبريتات النحاس اللامائية أزرق داكن جميل .

وتزهر كثير من الأملاح مثل كبريتات النحاس ، وتختلف خواصها . وعند التخلص من ماء التبلور يقال عن الجزيئات إنها أصبحت « لامائية » .

وكثيراً ما يحدث أن الأملاح اللامائية لا تكون بلورات . أما الأملاح اللامائية فتكون بلورات جميلة . وهذا ما ينطبق على كبريتات النحاس . ولهذا السبب كثيراً ما يطلق على مائها اسم « ماء التبلور » .

وبهذه المناسبة تستخدم كبريتات النحاس في إبادة النباتات الميكروسكوبية

المروفة بطحالب الماء . وعادة ما يبدو السطح الداخلي للجمامات السباحة أزرق . ويرجع السبب في وجود هذه الطبقة أو غيرها إلى مركبات النحاس . وتستخدم أيضاً لرش وقتل الفطريات التي تنمو على الأشجار أو كروم العنب .

والفضة معدن جميل جداً ، يصنع منه الكثير من الأدوات المنزلية مثل الصواني والأطباق وأدوات المائدة . وقد قل انتشارها الآن باستخدام « الصلب » الذي لا يصدأ الحديث . ولكن لازال الكثيرون يملكون أطقماً من السكاكين والشوك والملاعق الفضية على أنواع مختلفة . وقد تصنع الأشياء من « الفضة الصرفة » الصلبة (وهي في أمريكا عبارة عن سبيكة مكونة من ٩٠٪ فضة و ١٠٪ نحاس ، بينما هي في إنجلترا ٩٢٪ فضة و ٧٥٪ نحاس) أو تصنع « بطلاء الفضة » ، وهي تغطية معدن رخيص مثل الحديد بطبقة من الفضة ترسب عليها بواسطة الطلاء بالكهرباء .

ويتم لعان الفضة بسهولة بواسطة المركبات المحتوية على الكبريت ، ففي مدينتنا الصناعية الحديثة يتصاعد الدخان من المصانع وهو يحتوي على كمية صغيرة من مركبات الكبريت . وهذه تتفاعل مع الفضة وتكون طبقة سوداء بنية من كبريتيد الفضة . وكذا يمكن تلويث الفضة بسهولة بالبيض الغني بمركبات الكبريت .

ونظراً لأن الذهب أكثر العناصر الثلاثة خمولاً ، فهو أكثرها صلاحية لعمل المصوغات . فهو لا يتأثر بالأكسجين ، أو بمركبات الكبريت ، أو بأي حامض آخر معروف .

والذهب النقي رخوا جداً ، ولذا لا يصلح لصناعة المصوغات ويبلى من كثرة تداوله . ولذا تضاف إليه كمية من النحاس تزيد من صلابته واحتماله . وتقاس نقاوة الذهب « بالقيراط » ، فالذهب النقي عياره ٢٤ قيرطاً . والعملات الإنجليزية الذهبية (٩٢٪ ذهب) عيارها ٢٢ قيرطاً ، بينما العملات الذهبية الأمريكية (٩٠٪ ذهب)

عيارها ٢١٫٦ قيراطاً فقط . وغالباً ما يكون عيار الذهب المستخدم في المصوغات ١٤ قيراطاً أى $\frac{14}{24}$ (٥٨ ٪) ذهب و $\frac{10}{24}$ (٤٢ ٪) نحاس .

ويمكن جعل المصوغات الذهبية رخيصة بزيادة نسبة النحاس في السبيكة . ولكن إذا زاد النحاس عن نسبة معينة ، فإنه يكون مركبات نحاسية خضراء بتعرضه للهجو . وهذا يفسر السخرية بالمصوغات الرخيصة التي توزع في عيد الميلاد ويقال إنها « تخضر في الربيع » . كما أن الكلور يؤثر على الذهب .

ولم يعرف كيميائيو العصور الوسطى شيئاً عن الكلور ، ولكنهم وجدوا أنه يخلط حامض النتريك وحامض الإيدروكلوريك يمكن لهذا المزيج أن يذيب الذهب . وقد سمي المزيج « بالماء الملكي » ، لأنه يذيب « ملك المعادن » . وما زال هذا الاسم موجوداً في الكيمياء الحديثة . ولا يذيب الحامضان الذهب ، فعند تفاعلها معاً يتصاعد غاز الكلور ويتحول لون المزيج إلى الأخضر ويمكن شم رائحة الكلور في الهواء الذي يعالوه . والكلور هو الذي يذيب الذهب .

التصوير الفوتوغرافي :

ويمكن فصل الفضة من مركباتها كأي معدن متوسط الخمول . وكلوريد الفضة ، وهو من مركبات الفضة المعروفة ، مادة بيضاء يحتوي الجزئ منها على ذرة من كل من الفضة والكلور . وإذا عرض كلوريد الفضة إلى الضوء ، فإن الطاقة الضوئية كافية لفصل الذرات بعيداً عن بعضها ، فيتصاعد غاز الكلور ببطء وتتبقى الفضة على شكل مسحوق دقيق جداً . ولون مسحوق الفضة (كمعظم مساحيق المعادن) أسود .

وهناك العديد من المواد الكيميائية التي تفتت كلوريد الفضة وتكون معدن

الفضة . ولو عرض كلوريد الفضة أولاً للضوء فإنه يسهل عمل المواد الكيميائية . وينطبق هذا حتى إذا استخدمنا كمية ضئيلة من الضوء لا تكفي في حد ذاتها لتعطيم كلوريد الفضة . فالضوء يساعد على تحليل كلوريد الفضة .

فلو دهننا قطعة من الورق بكلوريد الفضة (أو ببعض مركبات الفضة المشابهة) ووضعناها في غرفة مظلمة ، وسمحنا للضوء المنعكس من جسم ما بأن يمر خلال ثقب رفيع أو عدسة إلى داخل الصندوق ، فإنه يكون صورة للجسم على صفحة الورقة . ويسمح للضوء أن يسقط على الورقة لفترة قصيرة ثم تنزع الورقة (في الظلام) وتوضع في محلول كيميائي (يسمى المظهر) لتحليل جزئى كلوريد الفضة . ونلاحظ أن أجزاء كلوريد الفضة التي تعرضت للضوء المنعكس هي فقط التي تحطمت وتحولت إلى اللون الأسود نتيجة لتكوين مسحوق الفضة . ولا تتأثر الأجزاء الأخرى وتظهر بيضاء على الورقة .

وبهذه الطريقة تعكس أجزاء الصورة البيضاء كمية من الضوء وتطبع على الورقة باللون الأسود . أما أجزاء الصورة السوداء أو الداكنة اللون فلا تعكس من الضوء مثلما يعكسه الأبيض وتطبع بلون أبيض . ويظهر أى إنسان له وجه أبيض وشفتان حمراوان وشعر أسود في الصورة كإنسان بوجه أسود وشفاه بيضاء وشعر أبيض . وهكذا نحصل على « الصورة السلبية » .

وإذا جهزنا هذه السلبية على لوح شفاف ، مثل الزجاج ، فإن الضوء يخترقه إلى قطعة من الورق عليها كلوريد الفضة . وعندئذ نمكس العملية فيعبر الضوء خلال الشفاه والشعر الذى لم يتأثر في السلبية وتطبع باللون الأسود على الورقة . أما الوجه الأسود فيمنع مرور الضوء فيظهر أبيض على الورقة ونحصل في النهاية على « الصورة الإيجابية » أو باختصار على الصورة نفسها .

ولكن لو عرضنا هذه الصور السلبية أو الإيجابية للضوء فإن الأجزاء التي لم تسود يبدأ لونها يسود بازدياد الضوء . ولذلك يجب معالجتها بمادة كيميائية تعرف « بالمثبت » قبل تعريضها للضوء ، وهو يذيب كل كلوريد الفضة المنبقي تاركاً فقط آثار مسحوق الفضة الأسود . « وثيو كبريتات الصوديوم » هي المادة الكيميائية المستخدمة لهذا الغرض (ويحتوي الجزيء على ذرتين من الصوديوم وذرتين من الكبريت وثلاث ذرات من الأكسجين ، ويسمى عادة « ملح الهايبو ») .

وتمت أول عملية تصوير فوتوغرافي سنة ١٨٣٧ ، قام بها رجل فرنسي يدعى « ل. ج. داجير » ، ولذا سميت الصور الفوتوغرافية القديمة « داجير وتيب » . وحدثت تطورات هائلة في التصوير الفوتوغرافي منذ ذلك الوقت ، فتم تحضير مركبات الفضة على درجة كبيرة من الحساسية يكفيها جزء من الثانية لتعرض للضوء . (ففي الأزمنة القديمة كان الناس « يقفون » لحظات ، أما الآن فيمكن أخذ صورة سريعة أثناء الحركة) . وتستخدم الآن مادة تسمى نيتروسيليلوز ، وهي مصنوعة من الخشب المضاف إليه حامض النيتريك ، وهي مادة مرنة مطاطة وشفافة ، وتحضر على شكل لفائف طويلة وتستخدم في عمل الصور السلبية والإيجابية . وأول من حضر مثل هذه الأفلام هو الأمريكي « جورج إيستمان » سنة ١٨٨٤ . وبما أنه يمكن الحصول على آلاف الصور السلبية على فيلم واحد ، فقد أصبح من اليسور عمل الصور المتحركة . وتدرجياً وابتداءً من سنة ١٩٠٩ حلت خلاصات السيليلوز (وهي أيضاً من الخشب) محل النتر وسيليلوز . وخلاصات السيليلوز أقل قابلية للاشتعال ، ولذلك فهي أقل خطورة . وحالياً يستخدم $\frac{1}{v}$ الفضة المستخرجة من المناجم في التصوير الفوتوغرافي .

أما يوديد الفضة ، وهو أحد مركبات الفضة (ويتكون جزيئه من ذرة من الفضة وذرة من اليود) ، فله استعمال حديث مشوق . فيمكن نثره وهو على شكل

مسحوق دقيق من الطائرات على السحب ، فتجتمع نقط من الماء حول كل جزء .
وبهذه الطريقة يمكن بذر السحب وتبدأ عاصفة من الأمطار . والمطر الصناعي
هو حل لمشكلة الجفاف .

العنصر العديم الفائدة :

إن النحاس والفضة عنصران جذابان وقيمان ومفيدان . ومن الصعب أن
تتصور الكهرباء بدون أسلاك نحاسية ، أو التصوير الفوتوغرافي بدون الفضة .

ولكن ما هي الفوائد العملية للذهب ؟ إنه نادر . ويمكن أن تستعمله في
المصوغات . ويمكن أن يستعمل في حشو الأسنان . وإذا أضيفت أجزاء صغيرة منه
إلى مصهور الزجاج أعطته لوناً أحمر من ذهباً أو قرنفلياً . ويستعمل هذا « الزجاج
الياقوتي » في عمل زجاج النوافذ الملون . (ويقوم النحاس بنفس العمل ، بينما يحيل
أكسيد النحاس لون الزجاج إلى الأزرق أو الأخضر) .

ويعتبر الذهب أكثر المعادن قابلية للطرق ، أى يمكن طرقه وتحويله إلى صفائح
رقيقة للغاية (وتليه الفضة في هذا) . وقد كان شائع الاستعمال في يوم من الأيام
في كتابة الحروف على أغلفة الكتب ، ولا يزال مستعملاً في كتابة الحروف على
أبواب المكاتب . وهذه الحروف جذابة ولا تقم ولا تتلاشى مع الزمن ، والورق
رقيق جداً بحيث لا يتكاف كثيراً .

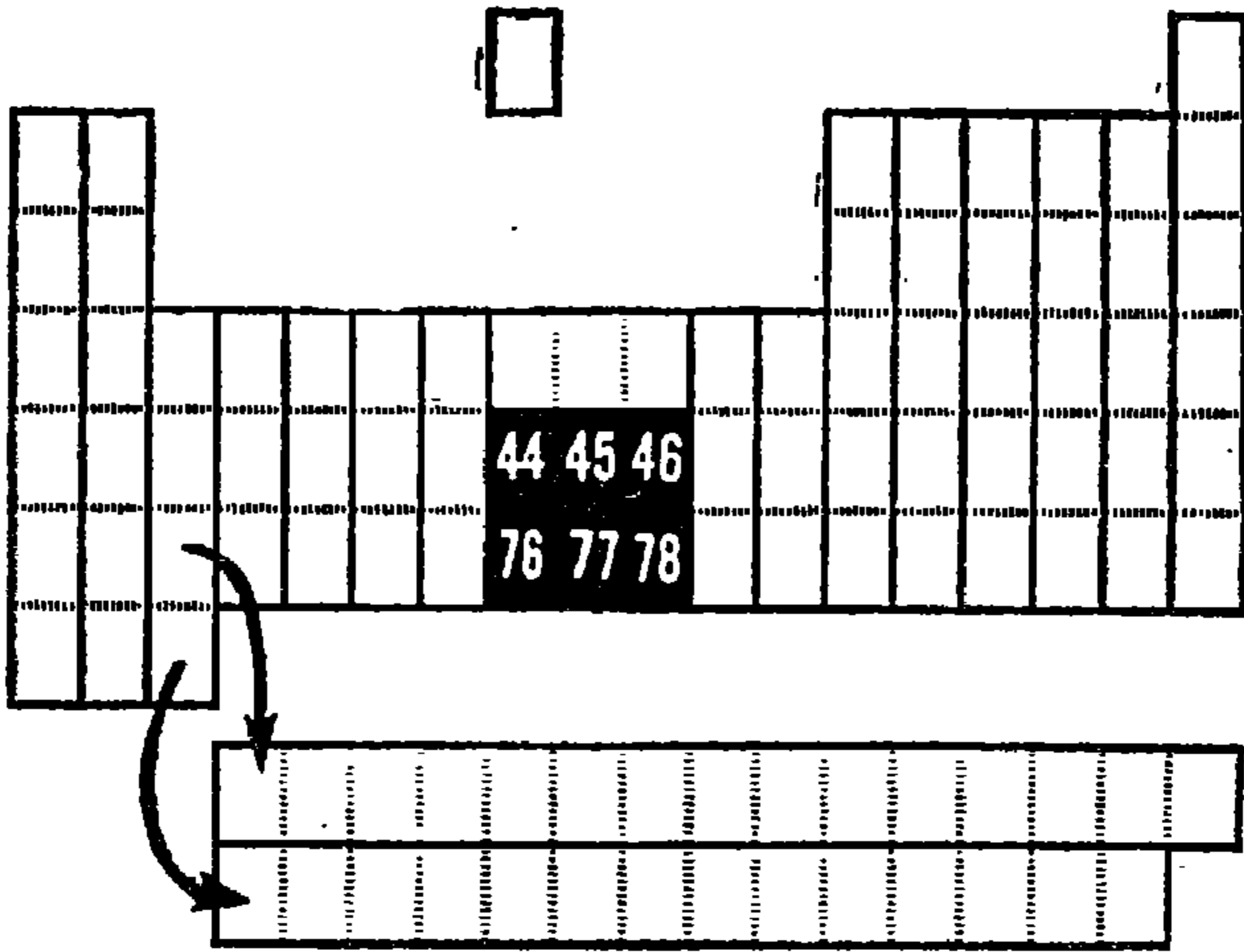
وهذه تقريباً هي كل فوائد الذهب . وكما ذكرت سابقاً فهو لا يستعمل حالياً
كعملات في الولايات المتحدة .

ومن الحقائق المثيرة عن الذهب ثقله الشديد ، فهو من أثقل المواد المعروفة .
بل هو أثقل من الصلب بثلاثة أضعاف . فترن البوصة المكعبة من الحديد أو الصلب
٤١ أوقية ، ومن النحاس ٥ أوقيات ، ومن الفضة ٦١ أوقية ، ومن الذهب
١١ أوقية .

ومن الحكايات المضحكة ما يقال عن الريفيين الذين يأتون إلى المدينة ، فيبيع لهم النصابون « طوباً من الذهب » . وهذا الطوب ما هو إلا طوب مغطى بدهان ذهبي . وفي الواقع ليس من الضروري أن تعرف كل شيء عن الذهب لكيلا يخدعك أحد . فيكفي أن تعرف مدى ثقل الذهب . فلو افترضنا أن هناك جسماً كبيراً مثل قالب الطوب أي $2 \times 4 \times 8$ بوصة أو 64 بوصة مكعبة ، لو وجدنا أن مثل هذا القالب يزن حوالي ستة أرطال أو أقل . أما قالب الطوب المصنوع من الذهب الصلب فلن يقل وزنه عن 44 رطلاً . فعندما ترى نصاباً يحمل على يد واحدة « طوبة من الذهب » ، فتعرف أنه ليس ذهباً حتى بدون أن تنظر إليه (إذ لو كان حقيقة من الذهب لبلغ ثمنه عشرين ألفاً من الدولارات في أيامنا هذه) .

الفصل السادس عشر

البلايين العنصر النبيل



قائمة النبيل :

قلت فيما سبق أن الغازات الخاملة (أى الهيليوم وأقاربه) تسمى في بعض الأحيان « بالغازات النبيلة » لأنها لا تشكل مركبات . ويبدو أن بعض الناس يعتقدون أن هناك نوعاً من الأرستقراطية في أجاهاها الترفعى .

وليست هناك عناصر أخرى « نبيلة » بشكل كامل . فجميع العناصر الأخرى تشكل مركبات . ولكن بعض المعادن - الذهب مثلاً - تفعل ذلك بصعوبة .

ونظراً لأن الذهب لا يتأثر بواسطة الأوكسجين أو الكبريت أو الأحماض فهو يدعى في بعض الأحيان « معدناً نبيلاً » .

والعنصر الأكثر « نبلاً » من الذهب هو البلاتين (العنصر رقم ٧٨) .
ولقد اكتشف هذا العنصر الفضي أول مرة في أمريكا الجنوبية . ويأتي اسمه من كلمة إسبانية تعني « الفضة الصغيرة » ، مشيرة إلى مظهره . والأرجح أنه كان معروفاً لسكان المحليين منذ زمن طويل . ولكن أول أوروبي أشار إليه كان عالم طبيعة إيطالياً يدعى « جوليوس سيزار سكالجر » في عام ١٥٥٧ . ولقد درسه العالم الأسباني « دون أنطونيو دي إلوا » لأول مرة بشكل منظم عام ١٧٤٨ ، رغم أنه لم يكن قد استقر بعد كعنصر حتى عام ١٧٧٤ .

ونظراً لأن البلاتين لا يتفاعل مع معظم المركبات فإن ذلك يجعله عنصراً مفيداً في معامل الكيمياء : فالأنايب الصغيرة التي تدعى بالبوتقات يمكن أن تصنع من البلاتين . وعندما يكون من الضروري تسخين المواد بدرجة كبيرة ، فغالباً ما يمكن تسخينها في هذه البواتق دون خشية أن تؤثر في البلاتين أو أن تتأثر به ، وبما أن البلاتين ينصهر عند درجة حرارة ١٧٧٤ مئوية ، فمن الممكن أن يسخن حتى درجة البياض دون أضرار .

وعندما تنتقل الكهرباء خلال ماء يحتوي على مواد كيميائية ذائبة ، يغلب أن تحدث تغيرات كيميائية . وغالباً ما تحدث هذه التغيرات عند الأقطاب ، أي عند قطع المعدن الداخلة في المحلول ، كوصلات للتيار الكهربائي . وإذا كان من المحتمل أن تؤثر التغيرات الكيميائية على الأقطاب العادية فتستخدم أقطاب البلاتين بدلاً منها .

والبلاتين لا يتأثر حتى بالفلور إلا إذا كان البلاتين مسخنًا لدرجة الاحمرار ،

وحق عند ذلك فالتفاعل يكون بطيئاً . والواقع أن الفلور فصل لأول مرة بأدوات مصنوعة من البلاتين .

والبلاتين ليس « نبيلاً » بشكل كامل بالطبع . « فلان الملكى » يمكنه أن يذويه . وبعض المعادن يمكن أن تمتزج به . والكيميائي الذي يستخدم أدوات من البلاتين يجب أن يتذكر على الدوام الأشياء القليلة التي تؤثر في البلاتين . ويجب أن يحرص على ألا يقرب البلاتين من هذه المواد ، لأن البلاتين يساوى الذهب على الأقل في قيمته ، ولذا يلزم عدم إتلاف أى قدر منه . فلاذابة المواد القلوية مثلاً لا تستخدم بواتق البلاتين ، بل يجب أن تستخدم بدلاً منها بواتق الفضة وربما الحديد .

وندره ونحول البلاتين تجعلانه مناسباً للمصوغات ، وهو غالباً ما يستخدم كقاعدة لتركيب الماس . والبلاتين هو أحد المعادن التي تمزجها بالذهب عندما نريد التخلص من اللون الأصفر للذهب . والشكل الأكثر شيوعاً من مثل هذا الذهب الأبيض به ١٠٪ من البلاتين وكمية ضئيلة من معدن الخارصين . ويصنع نوع أكثر قيمة أيضاً يدعى بالذهب البلاتيني المكون من ثلاثة أجزاء من الذهب وجزئين من البلاتين . وغالباً ما يستخدم الذهب الأبيض في الحلى .

ولقد وجد البلاتين لأول مرة في روسيا ، واستخدم بواسطة المزيين الذين طلوه بالذهب وقدموه كعملة ذهبية . وعندئذ أصدرت روسيا في الثلاثينيات والأربعينيات من القرن التاسع عشر عملات بلاتينية قانونية . وعندما ارتفع ثمن البلاتين ، توقف سك النقود منه وتوقف ما كان يصعب ذلك من تزييف .

العناصر الستة المتشابهة :

وعادة ما توجد المعادن الأخرى التي تشبه البلاتين إلى حد ما معه في خاماته : إنها خمسة إلى جانب البلاتين . والستة معاً تدعى « بالمعادن البلاتينية » . وهذه

المعادن الستة تقسم إلى مجموعتين ثلاثيتين ، تدعى « بالثلاثيات » . ولكل مجموعة أرقام متتالية لعناصر .

وتتكون الثلاثية الأولى من الروثينيوم رقم ٤٤ ، والروديوم رقم ٤٥ ، والبلاديوم رقم ٤٦ . وتتكون الثلاثية الثانية من الأوزميوم رقم ٧٦ ، والإيريديوم رقم ٧٧ ، والبلاتين بالطبع ورقمه ٧٨ ، وهي جميعاً ماعدا البلاديوم أعلى من الذهب .

وإذا ما نظرت إلى الجدول الدوري ، في بداية أو نهاية الكتاب ، فسترى أن هاتين الثلاثيتين من العناصر توجدان مباشرة تحت ثلاثية سبق لي أن تناولتها - الحديد والكوبالت والنيكل رقم ٢٦ و ٢٧ و ٢٨ . ولا تشبه المعادن البلاتينية الحديد والكوبالت والنيكل كثيراً ، ومع ذلك فهي جميعها ليست غريبة عنها تماماً . فالعناصر البلاتينية توجد بكميات ضئيلة في مناجم النيكل الكندية .

ولمدة حوالي سبعين عاماً بعد اكتشاف البلاتين ظل هو المعدن البلاتيني الوحيد المعروف . وبعد ذلك فيما بين عامي ١٨٠٣ - ١٨٠٥ فصلت أربعة من الأقارب الخمسة للبلاتين . فاكشف رجل إنجليزي يدعى « و . ه . و . ولاستون » البلاديوم والروديوم . ولقد أطلق على الروديوم هذا الاسم من الكلمة اليونانية « الوردية الحمراء » ، لأن بعض مركباته لها هذا اللون . وسمى البلاديوم نسبة إلى الكوكب « بالاس » الذي كان قد اكتشف في السماء قبل ذلك ببضعة أشهر فقط . وفي نفس الوقت ، كان رجل إنجليزي يدعى « سميشون تنانت » يدرس ما تبقى بعد إذابة البلاتين الخام في الماء الملكي ، وقد عثر في البقايا غير الذائبة على الأوزميوم والإيريديوم . ولقد سمي « الأوزميوم » نسبة إلى كلمة يونانية تعني « الرائحة » ، لأن مركبه مع الأكسجين وهو ثبات أكسيد الأوزميوم ، كانت له رائحة نفاذة حادة بشكل ملحوظ . (وثالث أكسيد الأوزميوم سام جداً

أيضاً . ويتكون جزيئه من ذرة من الأوزميوم وأربع ذرات من الأكسجين .
وسمي الإيريديوم نسبة للكلمة اللاتينية التي تعنى « قوس قزح » لأنه يشكل
مركبات متعددة الألوان — أخضر وأحمر وبنفسجى فى الغالب .

ولقد غاب الروثينيوم عن الملاحظة لفترة . وإذ أنه موجود فى خامة البلاتين
بكميات ضئيلة فقط ، فإنه أندر المعادن البلاتينية . ولقد اكتشف أخيراً فى عام
١٨٤٤ بواسطة كيميائى يدعى « ك . أ . كلوز » كان يشتغل على خام البلاتين
من جبال الأورال فى روسيا . ولقد سماه نسبة إلى روثنيا ، وهو اسم قديم
لروسيا .

الأنبل والأثقل :

وبما أن الأوزميوم والإيريديوم قد اكتشفا فى البقايا المتخلفة من إذابة
البلاتين فى الماء الملصكى ، فمن الواضح أن هذين المعدنين يتأثران بهذه الكيمائيات
القوية ، وربما كانا أنبل من البلاتين . والروديوم والروثينيوم أيضاً « أنبل »
من البلاتين فى بعض النواحي . ويمكن أن تستخدم بوتقات الروديوم عند درجات
الحرارة الأعلى من تلك التى يبدأ عندها البلاتين فى اللبونة . ومع ذلك فالبلاديوم
يذوب فى الماء الملصكى مثل البلاتين . ومن بين جميع المعادن ، فالإيريديوم هو
الأكثر « نبلاً » .

وتطلى الفضة بالروديوم أو بالبلاديوم أحياناً لعمل مرايا أو كشافات ، لا يكون
للمركبات المحتوية على الكبريت تأثير عليها بضيع لعانها . ويبقى السطح المصقول
لامماً على الدوام .

والأوزميوم والإيريديوم أصلد من البلاتين . وفى الواقع فالبلاتين النقى
ألين من أن يستخدم فى أدوات المعامل ، فيضاف إليه قليل من الإيريديوم (١٠٪)
لصناعة سبيكة تجعله صلباً بما فيه الكفاية للاستعمال .

وهذه السبيكة من البلاتين والإيريديوم نفسها تستخدم كقياس معيارى (وهى مقياس أسامى يجب أن تضاهى عليها كل المقاييس المشابهة) . وهناك مثلاً فى مكان مأمون فى ضواحي باريس قضيب من سبيكة البلاتين والإيريديوم عليه علامتان : والمسافة بين العلامتين عند درجة الصفر المئوية متر واحد . وهذا هو « المتر المعيارى الدولى » . ولقد وافقت معظم بلدان العالم على تعريف مقاييسها للأطوال وفقاً لهذا المتر : فالباردة مثلاً هى ٩٠٠ ر . أو ٩٢٦ ر . من المتر بالدقة .

وهناك أيضاً كتلة من سبيكة البلاتين والإيريديوم يدعى وزنها الكيلو جرام ، وهذه هى المقياس المعيارى للوزن (يساوى الكيلو جرام حوالى $\frac{2}{3}$ من الرطل) .

ويشكل الأوزميوم والإيريديوم سبيكة تدعى الأوزميريديوم . وتوجد هذه السبيكة بشكل طبيعى ، وعادة ماتحتوى على بعض المعادن البلاتينية الأخرى أيضاً . والأوزميريديوم صلب جداً وهو يستخدم فى بعض الأحيان لصناعة أسنان الأقلام والإبر الفونوغرافية .

والمعادن البلاتينية موصلة رديئة للكهرباء بشكل عام . إنها تعادل سدس جودة النحاس أو الفضة فحسب . وهذه الخاصية مفيدة فى بعض الأحيان . فالوصل الرديء للكهرباء ، كما رأينا يسخن عندما تنتقل الكهرباء خلاله . وإذا كان السلك رقيقاً بدرجة كافية فيمكن للحرارة أن تجعله يتوهج حتى البياض . ولهذا السبب استخدم الأوزميوم يوماً ما كسلك حرارى فى مصابيح الضوء الكهربائى . وللأوزميوم أعلى درجة انصهار بين جميع المعادن البلاتينية (٢٧٥٠ درجة مئوية) حتى إن حرارة البياض لاتصهره .

والمعادن البلاتينية ثقيلة . فالروثينيوم والروديوم والبالاديوم أثقل من الفضة .

والأوزميوم والإيريديوم والبلاطين أثقل من الذهب وهي في الواقع أثقل المواد التي توجد على الأرض .

والبلاطين أثقل بمقدار ١٠ ٪ من الذهب . وقالب الذهب الذي وزنه ٤٤ رطلاً يزن ٤٩ رطلاً إذا ما كان مصنوعاً من البلاطين . والإيريديوم والأوزميوم أثقل من ذلك . فالقالب المصنوع من أى منهما يزن ٥١ رطلاً . (والأوزميوم أقل وزناً بمقدار تافه عن الإيريديوم الذي هو أثقل المواد المعروفة) .

المسحوق الأسود يسرع التفاعل :

في وجود البلاطين ، يتحد الإيدروجين مع الأكسجين في درجة الحرارة العادية ويلتصق بمديد من الجزيئات العضوية . وفي وجود البلاطين يتحد الأكسجين مع ثاني أكسيد الكبريت لتكوين ثالث أكسيد الكبريت . وهذه إحدى الخطوات في تكوين حامض الكبريتيك العظيم النفع . وفي كل هذه النواحي يعمل البلاطين كعامل مساعد .

وإذا ما كسر البلاطين إلى قطع صغيرة فإنه يؤدي عمله هذا بشكل أفضل . وإذا ما سحق بهذه الطريقة بدا أسود اللون كما هو الشأن في جميع المعادن المسحوقة . وهو في هذه الحالة يدعى « أسود البلاطين » . وتسهلاً لاستخدام كميات صغيرة من هذه المادة النافعة ، رُسبها على مادة خاملة مثل الأسبتوس . « فالأسبتوس المبلتين » هو عامل مساعد يستخدم فعلاً في عديد من العمليات الصناعية . والتفاعلات الكيميائية التي تستغرق وقتاً طويلاً بدونه ، تتقدم بسرعة عند استخدامه .

والتكاليف هي العائق الوحيد ، لأن البلاطين غالي الثمن جداً . ولذا نستخدم بدلاً منه مواد كيميائية أخرى تقوم بالعمل مثله . وهي ليست عادة في مثل هذه الجودة ، ولكن رخصتها يعوض النقص في كفاءتها .

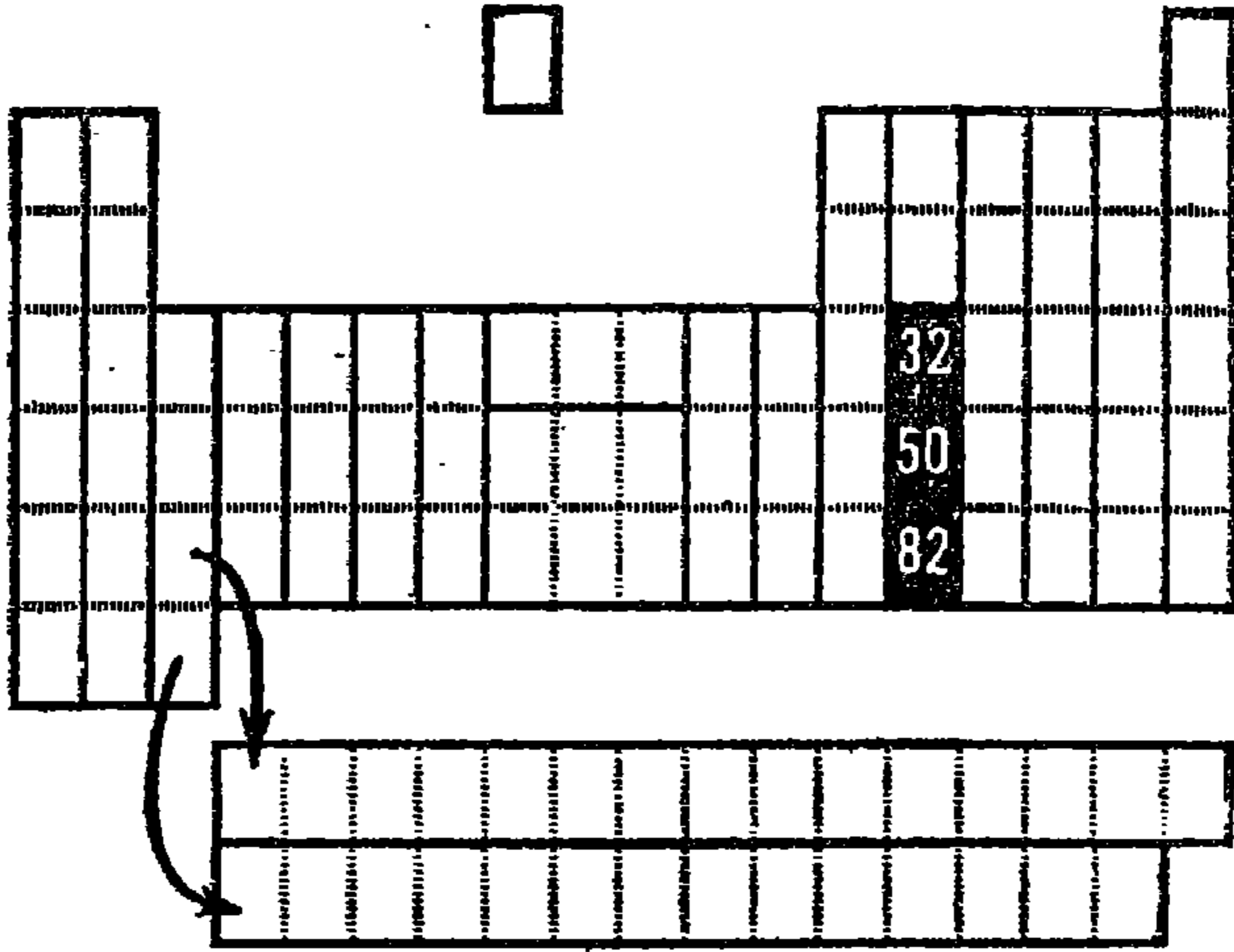
والبلاديوم أيضاً عامل مساعد جيد في التفاعلات الإيدروجينية . والشئ المثير عن البلاديوم هو الطريقة التي تمتص بها الإيدروجين . فقطعة البلاديوم تمتص ما مقداره خمسمائة مرة من حجمها من الإيدروجين في درجات الحرارة العادية (وهي زداد اتفاحاً عندما تفعل ذلك)، وهي تمتص إيدروجيناً أكثر في درجات الحرارة الأعلى . ويمر الإيدروجين مباشرة عبر ورقة من البلاديوم باتجاهه معه من ناحية ، وانطلاقاً مرة أخرى من الجهة المقابلة . والمعادن البلاتينية الأخرى تمتص أيضاً الإيدروجين ولكن بدرجة أقل من البلاديوم .

ويستخدم البلاديوم في الحلي أيضاً كالبلاتين . ومن الممكن استخدامه لإنتاج نوع آخر من الذهب الأبيض . فعندما نمزج تسعة أجزاء من الذهب مع جزء من البلاديوم لتشكيل سبيكة يتكون « ذهب البلاديوم » الأبيض اللون .

ويتمدد البلاتين بارتفاع الحرارة ويتقلص بانخفاضها ، مثلما تفعل معظم المواد . ومقدار تمدده وتقلصه يكاد يكون مثل الزجاج العادي . وهذا يعني أنه إذا ما تجمد الزجاج المنصهر حول سلك بلاتيني ، تتمدد المادتان وتتقلصان جنباً إلى جنب بتغير درجات الحرارة . ومعظم المعادن الأخرى تتمدد وتتقلص أكثر أو أقل من الزجاج . وإذا ما تجمد الزجاج حول أسلاك من مثل هذه المعادن ، ففي كل مرة تتغير فيها الحرارة لا بد أن يحدث جذب عند التقاء المعدن بالزجاج ، وينكسر شئ ما . ولهذا السبب فالأسلاك الموجودة داخل صمامات الضوء الكهربائي عادة ما ترتبط بالخارج بأجزاء صغيرة من أسلاك البلاتين المتضقة بالزجاج . واليوم لدينا سبائك خاصة مصنوعة من معادن رخيصة تتمدد وتتقلص بالدقة مثل الزجاج ، والأسلاك المصنوعة من هذه السبائك تستخدم الآن بدلاً من أسلاك البلاتين ، وأحد هذه الأنواع هو سبيكة من النيكل والحديد المعروفة بالبلاتينيت .

الفصل السابع عشر

القصدير والرصاص عنصر اصنعة التعليب والرسم



جناك عدن وجزر القصدير :

الكربون والسليكون كلاهما من المواد اللافلزية . ولكن يوجد تحتها في الجدول الدوري ثلاثة معادن . واثنان من هذه المعادن لا يد أن يكونا مألوفين لنا جميعاً لأنهما عرفا منذ الأزمنة القديمة وهما « القصدير » و « الرصاص » .

ولقد وجدت عينات من كلا المعدنين (أوسبائك تحتوي عليهما) في مخلفات ترجع إلى ٣٠٠٠ عام ق . م . ويشير الإنجيل إلى الرصاص وربما إلى الحديد

(في وصف جنات عدن) فتكلم الإنجيل عن أرض هافيل حيث يوجد « البديليوم ». ولا أحد يدري بشكل قاطع ما هو « البديليوم » ولكن يظن أنه القصدير أو سبيكة محتوية على القصدير .

وكان أول استخدام هام للقصدير في صناعة البرونز الذي كان أصله معدناً معروفاً لعدة آلاف من السنين . (وفي هذه الأيام بإضافة قليل من الفوسفور ينتج « برونز الفسفور » وهو أصلاً من البرونز الذي عرفه الأقدمون) . فقد أبحر الفينيقيون الذين عاشوا على الساحل الشرقي للبحر الأبيض المتوسط مسافات طويلة إلى جزر القصدير العجيبة في الأطلنطي البعيد ، جالين مهمم خام القصدير . ولقد حرسوا الموقع السري لجزر القصدير بعناية شديدة ظناً منهم أنهم كانوا الوحيدين الذين يعرفون من أين يحصلون على خام القصدير وأن هذا سيمكنهم من أن يطالبوا بسعر مرتفع جداً له . ومع ذلك فنحن على تمام التأكد من أن جزر القصدير كانت هي مقاطعات كورنيش Cornish في الطرف الجنوبي الغربي من بريطانيا العظمى إلى جانب بعض الجزر الصغيرة البعيدة عن الساحل .

وما زال القصدير موفوراً هناك في شكل أكسيد القصدير يك الذي يحتوي جزيئه على ذرة من القصدير وذرتين من الأكسجين . ويدعى خام أكسيد القصدير بك « الكاسيتيريت » أو « حجر القصدير » . وأكسيد القصدير يك هذا (المتقى طبعاً ، لأن الخام الموجود في الطبيعة غير تقي) يضاف إلى دهان الخرف لتحويله إلى ميناء . بيضاء وبما أنه يحول المادة الشفافة إلى معتمة، فهو يدعى « بالمعم » .

ولقد تفتت المناجم الإنجليزية تماماً اليوم . والقصدير (الذي يعتبر بحق معدناً نادراً تقريباً) يحصل عليه غالباً من شبه جزيرة الملايو في جنوب شرق آسيا ، وإلى حد ما من بوليفيا في أمريكا الجنوبية . وخلال الحرب العالمية الثانية ، عندما احتلت

اليابان شبه جزيرة الملايو ، وجدت الولايات المتحدة مشتقاً الحفاظ على القصدير الذي تملكه . وكان على الناس أن يردوا أنابيب معجون الأسنان الفارغة عندما يشترون أنابيب جديدة ، لأن الأنابيب كانت تحتوي على القصدير .

وما زال القصدير يستعمل في صناعة البرونز ، ولكن لم يعد هذا هو الاستخدام الرئيسي له (والواقع أن استخدام القصدير العالي الثمن في البرونز « الألومنيومى » كاف تماماً لجميع الأغراض) . ويمكن للقصدير أن يكتسب لعة شديدة . وهو لا يتأثر بالأكسجين أو الماء أو الأحماض الضعيفة . ولهذا فمن الممكن استخدامه فيما له اتصال بالأطعمة (التي غالباً ما تكون أحماضاً ضعيفة) دون أن يفقد لمعته وبدون أن يتآكل أو يؤثر في الطعام . ولهذا السبب فالأواني المصنوعة من الصلب التي تستخدم لحفظ الطعام تغلف بالقصدير . وهذا هو السبب الذى كثيراً ما يشار من أجله إلى « صفائح القصدير » باسم « الصفائح » وهذه الأسماء بالطبع ليست صحيحة تماماً . فالقصدير النقي مرتفع الثمن جداً (بل إنه أغلى ٣ مرات عن النحاس) — وقد ذكرنا أنه تصنع منه العلب ولكن الواقع إنه يستخدم فقط في التيطين . ومثل هذا الحديد المغطى بالقصدير يدعى عادة « بالأطباق القصديرية » . ونصف القصدير المنتج اليوم يستخدم في صناعة العلب .

ولا يصلح القصدير لصناعة الأسلاك ، ومع ذلك فهو قابل للطرق فيمكن طرده إلى صفائح رقيقة تدعى « شرائح القصدير » . وقد استخدمت صفائح القصدير لتخزين الطعام في العلب . وفي هذه الأيام وبسبب ارتفاع ثمن القصدير استعوض عن شرائح القصدير ب شرائح الألومنيوم . ولكن قوة هذه المادة تجعل كثيراً من الناس يسمونها « شرائح القصدير » حتى الآن . وتحاول الصناعة في الواقع وبكل طريقة ممكنة أن تستغنى عن القصدير بقدر المستطاع وخاصة منذ اندلاع الحرب العالمية الثانية وذلك باستخدام البدائل .

ويحتوى القصدير عادة على نسبة من الكربون والسليكون . ففي درجات

الحرارة الأدنى من ١٨ درجة مئوية (٦٥ درجة فهرنهايت) ، يتحول القصدير المعدني العادي والذي يسمى بالقصدير الأبيض إلى شكل تآصلي يدعى « القصدير الرمادي » . والقصدير الرمادي ليس في الحقيقة معدناً على الإطلاق ، وإنما مادة لافلزية تتشابه مع الكربون والسليكون وتفتت القصدير الرمادي إلى مسحوق . وهذا التغيير ليس سريعاً ما لم تنخفض الحرارة كثيراً تحت درجة التجمد . ففي مدينة باردة مثل لتجراد تفتت المواد القصديرية ، وقد أطلق الناس على هذا التفتت اسم « تعفن القصدير » أو « طاعون القصدير » أو « مرض القصدير » . ولا يعتبر أي من هذه الأسماء مناسباً .

وهناك حقيقة طريفة فيما يتعلق بالقصدير . فللمعدن يتكون من بلورات صغيرة، وعندما يثنى شريط من القصدير تنزلق البلورات في مواجهة بعضها البعض مكونة صوتاً يدعى « صرخة القصدير » .

النقاشون والسباكون :

وقد استخدم الرومان الأقدمون الرصاص في الصهاريج لتخزين مياه الشرب، وفي الأنابيب لنقل هذه المياه ، وفي المجارى لنقل الماء المستهلك بعيداً .

وللرصاص بعض الجوانب الطيبة التي تجعله صالحاً لعمل أنابيب المياه . فهو لين ومن السهل لفه في شكل أنبوبة حتى بدون آلات حديثة . (والواقع أنه ألين المعادن الشائعة ، ومن الممكن أن يخدش بالأظافر) . وقبل زمن الجرافيت كانت تستخدم أصابع من الرصاص اللين لعمل الملامات ، ولهذا السبب تدعى من أجله أقلام الجرافيت (بأقلام الرصاص) والذي من أجله تدعى أصابع الخارصين التي تستخدم لحشو الأقلام الميكانيكية « بالرصاص » ، والذي من أجله كان الاسم القديم للجرافيت هو « البلاماجوجو » الذي يشتق ، كما ترى ، من الكلمة اللاتينية للرصاص .

وفائدة أخرى للقصدير هي أنه لا يتأثر بالماء القلوي الخفيف (كما هو الحال مع الماء المعتاد) وهو يعيش زمن طويل . وما زالت بعض الأنابيب الرومانية القديمة تستخدم حتى اليوم . وإذا ما أضيفت بضعة أجزاء من المائة من التليريوم إلى الرصاص فالسبيكة تقاوم التأكل بشكل هائل . ولكن الرصاص له نقطة بالغة الضعف . فالماء الحمضي لدرجة بسيطة يأكل الرصاص ويذيب بعض مركباته ، وهي سامة ، فأوقية من مركب الرصاص تسكفي لتسميم ٢٥٠٠٠ جالون من الماء .

ويتجمع الرصاص في العظام ويتبقى فيها ولا يمكن للجسم أن يتخلص منه إلا ببطء شديد . ولهذا السبب ، وحتى إذا كانت مركبات الرصاص التي في الماء في أي وقت غير كافية لتصبح سامة ، فيمكنها أن تتراكم عبر مدة طويلة من الزمن ، وأن تسبب الضرر . ومعنى آخر ، فالتسمم بالرصاص عملية تراكمية . ولهذا السبب تصنع أنابيب الماء الآن من الحديد أو النحاس الأصفر .

وأحدث استخدام للرصاص هو استخدامه كمادة ملونة في الطلاء - أي كصبغة . وأحد مركبات الرصاص المستخدمة في هذه الناحية هو كربونات الرصاص القاعدية الذي يسمى عادة بالرصاص الأبيض وله جزيء معقد إلى حد كبير - فهو يحتوي على ثلاث ذرات من الرصاص وذرتين من الكربون وذرتين من الأيدروجين وثمانى ذرات من الأكسجين . وإذا ما مزج بزيت بذر الكتان لتكوين طلاء أبيض فسيبقى ذلك لا مماً وأبيض لفترة طويلة إذا ما عرض فقط للهواء النقي والماء ، أو للطقس المعتاد . ولكن في حضارتنا الصناعية الحديثة ، يحتوي الهواء عادة على مركبات الكبريت التي تنشأ عن احتراق الفحم . وهذه المركبات تؤثر في الرصاص الأصفر وتكون كبريتيد الرصاص (ويحتوى الجزيء على ذرة من الرصاص وذرة من الكبريت) وبما أن كبريتيد الرصاص أسود اللون ، فاللون الأبيض يصبح داكناً بالتدرج .

وبالمناسبة يوجد كبريتيد الرصاص في التربة وفي هذه الحالة يدعى بالجالينا .

وهذا هو أكثر خامات الرصاص أهمية ، فالرصاص نادر . ولكن لما كانت خامات الرصاص منتشرة في جميع أنحاء العالم ، فالرصاص أرخص بكثير من القصدير .

وتحول اللون إلى أسود بواسطة الكبريت هو أحد مصاعب الطلاء بالرصاص . وهناك أيضاً مشكلة التسمم — إذ يتعرض النقاشون للاصابة بالتسمم بالرصاص في كثير من الأحوال ، نتيجة العمل بالطلاءات المحتوية على الرصاص ، لدرجة أن المرض يدعى مادة بمفص النقاشين .

وهناك أصباغ أخرى تحتوي على الرصاص : أحدها هو « أكسيد الرصاص الأحمر » أو كما يسمى عادة « الرصاص الأحمر » ، ويسمى أحياناً « السلاقون الأحمر » ويحتوي جزيئه على ثلاث ذرات من الرصاص وأربع ذرات من الأكسجين . وله لون أحمر داكن . ويستخدم الرصاص الأحمر في الغطاء الأول — أي في الطلاءات التي تستخدم في الغطاء الأول — للصلب . ويهود اللون الأحمر الداكن لعوارض الحديد المستخدمة في الإنشاءات إلى الرصاص الأحمر . ومركب الرصاص الهام الآخر هو (ثالث إيثيل الرصاص) : وهنا تتحد ذرة الرصاص مع أربع مجموعات هيدروكربونية مكونة ثالث إيثيل الرصاص الذي يضاف إلى البنزين لتخفيف حدة اشتعاله ، أي لمنع تفجر الجازولين في الأسطوانات (وزيادة طاقته . والجازولين الذي تجرى عليه هذه العملية يسمى « البنزين الخاص — أو القوي » .

وإذا كان ثالث إيثيل الرصاص هو المادة الوحيدة المضافة إلى الجازولين فيمكن أن يتبقى « رماد » الرصاص على الأسطوانات مما يدمر المحرك . ولتجنب ذلك يضاف إلى الجازولين أيضاً مركب عضوي يحتوي على البروم . وعندما يحترق الجازولين يتحد الرصاص والبروم لتكوين بروميد الرصاص (الذي يحتوي جزيئه

على ذرة من الرصاص وذرتين من البروم) . وبروميد الرصاص لا يغلي تحت درجة ٩٠٠ مئوية ، ولكن هذه الحرارة يتوصل إليها في محرك السيارة ، ويتبخر بروميد الرصاص ويترد في العادم ويتخلف من ذرات الرصاص بعد أن تكون قد أدت مهمتها .

وما زال للرصاص استخدام آخر في سبارة اليوم . فبطارية التخزين التي تعد المحرك الذاتي والمصابيح والراديو وما إلى ذلك بالكهرباء تتكون من شرائح متبادلة من الرصاص وثاني أكسيد الرصاص (يحتوي الجزيء على ذرة من الرصاص وذرتين من الأكسجين) . وهذه الشرائح تحاط بحامض كبريتيك مركز . وعندما تعمل بطارية التخزين ، يتحد كل من الرصاص وثاني أكسيد الكربون مع حامض الكبريتيك لتكوين كبريتات الرصاص (ويحتوي الجزيء على ذرة من الرصاص وذرة من الكبريت وأربع ذرات من الأكسجين) ، وعندما يعاد شحن البطارية تتحول كبريتات الرصاص مرة أخرى إلى رصاص وثاني أكسيد رصاص . ويحتوي الرصاص المستخدم في شرائح البطاريات على ٩٪ من الأنتيمون . وفي هذه الأيام تعتبر هذه الشرائح أكبر استخدام لكل من الرصاص والأنتيمون .

وهناك نوع من الزجاج يكاد يكون كله مصنوعاً من «سايكات الرصاص» . وهذا الزجاج الصواني حيث أنه يعكس الضوء أكثر من الزجاج العادي يمكن تقسيه إلى أسطح ذات تأثير شبيه بالجواهر ، وهو لذلك يستخدم في صناعة الجواهر المقلدة المسماة بالمعجان Paste . وهو أيضاً صاف تماماً وشفاف ، لذلك يستخدم في العدسات وفي الآلات البصرية مثل الميكر وسكوبات . ويتكون مثل هذا الزجاج بتسخين أول أكسيد الرصاص (الذي يدعى الليثارج ويحتوي جزيئه على ذرة من الرصاص وذرة من الأكسجين) مع الرمل و كربونات البوتاسيوم .

ومعظم مركبات الرصاص غير قابلة للذوبان بشكل خاص في الماء . والاستثناء هو «خلات الرصاص» التي تسمى عادة «بسكرو الرصاص» : ويأتي الاسم من

أن المركب له مذاق حلو، ولكن لا تدع ذلك يخدعك - فمع أنه حلو المذاق إلا أنه سام جداً رغم كل ذلك .

الوزن ودرجة الانصهار .

لا يعتبر الرصاص مثيراً كعُمدن . فهو رمادى تقريباً ولا يكتسب لمعاناً ، كما أنه لين وضعيف ، ويعتقد الناس أنه معدن رخيص أو ربما عديم القيمة . وفي قصة « تاجر البندقية » لشكسبير جعلت البطلة « بورشيا » المتقدمين لزواجها يختارون بين ثلاثة صناديق مغلقة . فإذا ما اختار أحدهم الصندوق الذي يحتوي على صورتها ، فإنها ستزوجه . وكان أحد الصناديق من الذهب والآخر من الفضة رمزاً للثروة - أما الثالث والذي كان يحتوي فعلاً على الصورة فكان من الرصاص ، رمزاً للفقر . (وكان المفروض أن يتغاضى البطل عن المظاهر الخارجية كما ترى ، في سبيل الحقيقة الكائنة في الداخل) .

والشيء الوحيد المتعلق بالرصاص والذي أثر في الناس هو وزنه الذي يفوق الحديد بنسبة ٥٠٪ ، كما أنه أثقل من الفضة ثلاث مرات (وهو يزن نصف الذهب أو البلاتين) . ولكن قلة من الناس وخاصة في الأزمنة المبكرة كانوا يتدأ ولون هذه المعادن الثمينة . وبما أن الرصاص كان أثقل المعادن الشائعة فكان يستخدم حينما كان الوزن مهماً . وكانت تصنع منه القذائف والطلقات الجيدة نظراً لأن الطلقة الثقيلة تسبب تلفاً أكبر من الخفيفة التي تساويها في الحجم . وبإضافة قدر ضئيل من الخارصين إلى الرصاص يصبح أكثر صلادة وأكثر فائدة لهذا الغرض .

والقصدير أيضاً رغم أنه غالي الثمن تماماً إلا أنه يشتهر بأنه رخيص وأقل مرتبة . ففي الأزمنة المبكرة لصناعة السيارات كان يشار إلى السيارات الرخيصة الثمن من باب النكتة على أنها « من الصفيح » .

ومن الخواص المفيدة للرصاص أنه ينصهر عند ٣٢٨ درجة م - وهذه تعتبر

منخفضة بالنسبة لأي معدن . وينصهر القصدير عند درجة حرارة ٢٣٢ درجة م ،
والإثنان معاً يكونان سبائك تنصهر في درجات أكثر انخفاضاً وهي مفيدة
لهذا السبب .

ولقد سبق أن تكلمت عن للسبائك القابلة للانصهار وفلز الطباعة المعدنية :
فهي تحتوي على الأنتيمون والبرزموث ولكنها تحتوي أيضاً على القصدير أو الرصاص
أو كليهما . ومعدن « الود » مثلاً يتكون من ٥٠٪ من البرزموث ولكنه يحتوي
أيضاً على ٢٥٪ من الرصاص و ١٢٫٥٪ من القصدير . وفلز الطباعة مثلاً يحتوي
على ٥٪ من الأنتيمون و ٣٪ من القصدير و ٨٢٪ من الرصاص . ويتكون
الببوتر الذي استخدم مرة لصناعة أواني الطعام الرخيصة (في زمن كانت الأنواع
الغالية من الفضة أو المطلية بالفضة) في الأغلب من القصدير .

والقصدير والرصاص المختلطان في سبائك بنسب مختلفة يكونان قصدير اللحام
الذي ينصهر في درجة حرارة منخفضة وهو لين . وعندما يضغط سلك غليظ منه
على كتلة من المعدن الساخن في النار أو بواسطة تيار كهربائي أو مكواة اللحام
فإنه ينصهر بسهولة ، ويسمح للقصدير المنصهر بأن ينسكب في قطرات على قطعتين من
المعدن (المكون من الحديد أو النحاس) ويقربان من بعضهما البعض ، وعندما يتجمد
قصدير اللحام مرة أخرى يلتصق بشدة بقطعتي المعدن كليهما ، وهذه الطريقة تصبح
القطعتان قطعة واحدة . ويعمل قصدير اللحام كنوع من الغذاء المعدني . وإنه لمن
الصعب تسير الدوائر الكهربية إذا لم يمكن لحام الأسلاك ببعضها بسرعة وسهولة .

التنبؤ الكيميائي :

المنصر الذي يقع بين العليكون والقصدير في الجدول الدوري هو
« الجيرمانيوم » . ولقد اكتشف عام ١٨٨٦ بواسطة كيميائي ألماني يدعى « ك . ا .
» ونكر وسماه نسبة لألمانيا .

ومن المؤسف أنه لم يعرف شيء عن الجيرمانيوم سوى حقيقة واحدة ، وهي مجرد اكتشافه .

وفي عام ١٨٦٩ صاغ كيميائي روسي « ١٠٥ . مندليف » الجدول الدوري ، وأوضح أن العناصر الموجودة في نفس الصف لها خواص متشابهة . وفي أيامه بالطبع لم تكن كل العناصر معروفة — ولذلك كانت هناك « فجوات » في الجدول الدوري .

ولقد قرر مندليف في عام ١٨٧١ أن عناصر جديدة سيتمكن اكتشافها للملاءمة هذه الفراغات . والتقط ثلاثة عناصر على وجه التحديد لتلائم ثلاث فجوات محددة إحداها كان العنصر الذي قال إنه ينتمي إلى المكان تحت السليكون وفوق القصدير . ولقد أطلق عليه « إكاسليكون » وتنبأ بما ستكون عليه خواصه عندما يكتشف (وهذه الكلمة تعني العنصر الموجود في الفراغ رقم واحد تحت السليكون) . ولقد استخدم كمرشد له الخواص المعروفة للسليكون والقصدير . وسرعان ما اكتشفت كل عناصر مندليف الثلاثة وأصابت تنبؤاته الهدف كل مرة . ولقد كان الجيرمانيوم هو آخر الثلاثة وقد وضع اللامسة الختامية على المسألة كلها أن أحداً لم يتساءل عن قيمة الجدول الدوري منذ ذلك الوقت .

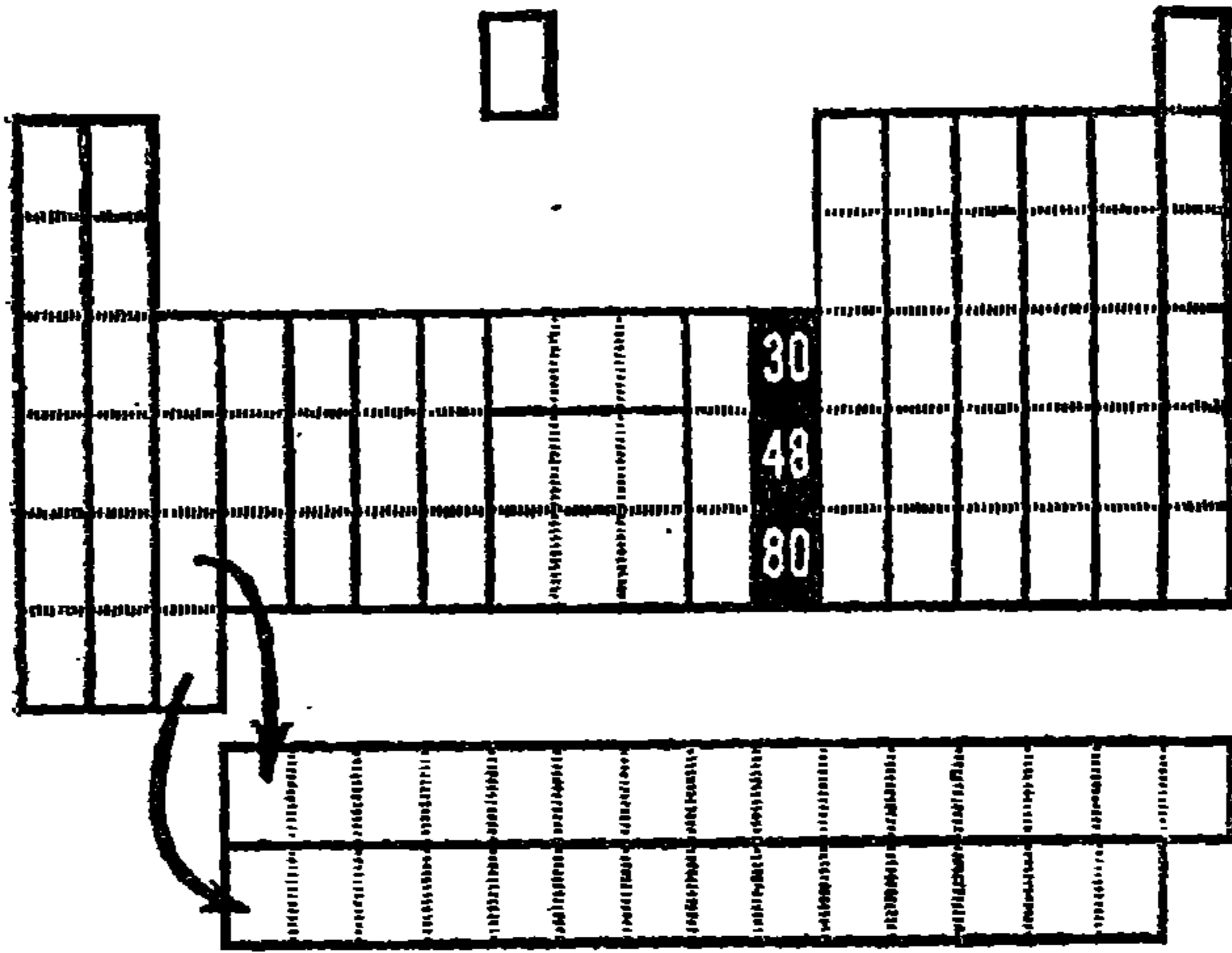
وفي السنوات التالية اكتشفت فائدة غير متوقعة إطلاقاً للجيرمانيوم — فن الممكن لقطعة من معدن الجيرمانيوم تحتوي على كميات صغيرة من الشوائب المعينة وفي ظروف مناسبة أن توصل الكهرباء في اتجاه واحد فقط ، أو بمعنى آخر أنها تعمل كمنق وهي تعمل أيضاً كمكبر : أي أنها تحول التيارات الصغيرة إلى تيارات كبيرة . ولهذا السبب يجب أن ينقى الجيرمانيوم من بعض المعادن مثل الزرنيخ ، فالجزء الواحد من البليون من الزرنيخ يمكن أن يفسد كل شيء . وتستخدم الأنايب المفرغة في أجهزة الراديو والتليفزيون وغيرها من الأجهزة

الإلكترونية هذا الفرض تماماً (لأنها منقيات ومكبرات) . وهذا يعني أن جزءاً
دقيقاً من الجيرمانيوم (يسمى الترانزستور) يمكن أن يقوم بعمل أنبوبة مفرغة
أكبر منه بكثير . ويتطلب الترانزستور قوة أقل بكثير ويولد حرارة أقل
بشكل كبير ويمكنه فترة أطول من الأنابيب المفرغة . ولما كانت الأنابيب المفرغة تشغل
حيزاً كبيراً من الفراغ في الأجهزة الإلكترونية فإن استخدام الترانزستور بدلاً
منها يعني أن آلات الراديو التي لا يزيد حجمها عن ساعة اليد (وغير ذلك من
الأحاجيب) أصبحت مسألة عملية . وحتى قريباً جداً استخدمت قطع من السليكون
لتعمل كترانزستور . ويعرف الجيرمانيوم والسليكون بأشباه الموصلات
لأنها لا تنقل الكهرباء بنفس مقدرة معظم المعادن ولكنها تنقلها بدرجة أفضل إلى
حد ما من معظم المواد اللافلزية .

الفصل الثامن عشر

الزئبق

العنصر السائل



المعدن المختلف :

في الفصل السابق قلت إن القصدير والرصاص ينصهران عند درجات حرارة أقل من ٢٠٠ أو ٣٠٠ درجة م، وتندمجر المعادن القلوية كما رأيت ربما عند درجات من الحرارة أقل ، وأحد هذه العناصر وهو السيزيوم، يتحول إلى سائل في يوم صيف حار . ومع ذلك فهناك معدن واحد سائل حتى في اليوم البارد . هذا المعدن هو الزئبق . والواقع أنه لا يتجمد حتى عند درجة حرارة ٣٩ تحت الصفر المتوى كما أنه لم يتجمد عملياً حتى عام ١٧٥٩ . وعند ذلك فقط رحب الكيميائيون بأن يعتبروه معدناً حقيقياً . وقد أطلق الرومان واليونانيون على الزئبق اسم « هيدزارجيم » Hydrargyrum أي « الفضة السائلة » . ونحن غالباً ما نطلق

عليه « الفضة المريعة » . « والسريعة » تعنى الحية . وإذا كنت قد لعبت بجزء من الزئبق — ربما يبعث البهجة أن تلعب به — فلا بد أنك لاحظت أن قطرات صغيرة منه تدحرج بسرعة إذا ما وقع عليها ضغط بالإصبع — إنها تبتمد كما لو كانت جسماً حياً . ومن هنا جاء اسم « الفضة للسريعة » .

وقد ورد اسم « الزئبق » عن كيميائي العصور الوسطى الذين جرؤوا على تسمية الفلزات المختلفة في كتاباتهم باسم الأجرام السماوية . فسمى الذهب « الشمس » ، والفضة « القمر » ، والحديد « المريخ » ، والنحاس « الزهرة » . . . وهكذا . . . وكانت كتاباتهم تحتوي على جزء من علم الفلك وأشياء أخرى لا ينشر كثير منها في أيامنا هذه . ولم يتبق من هذه الأسماء التصويرية إلا اسم ذلك الفلز السائل ، وهو هيدروجين أو « الزئبق » . ومازلنا حتى اليوم نستعمل هذا الاسم .

والزئبق مادة ثقيلة ، بل أثقل من الحديد مرتين ، وأثقل من الرصاص بثلث مرة . وتطفو كرة من الرصاص فوق الزئبق ، ويزن الرطل من الزئبق $\frac{1}{4}$ رطل . حاول إذا وجدت في معمل كيمياء أن ترفع زجاجة من الزئبق . إنك ستستعملهم أولاً وبشكل طبيعي من القوة ما تعتقد أنه يكفي لحمل هذا الحجم من الماء أو الكحول ، وعندما تفعل هذا ستشعر كأن زجاجة الزئبق قد تسدرت في المائدة وستضطر إلى استعمال مزيد من القوة لرفعها وستكون سعيداً عندما تعيدها إلى مكانها .

ونظراً لأن الزئبق هو أثقل سائل معروف في درجة حرارة الحجرة فهو ذو أهمية خاصة في التنبؤ بحالة الطقس .

ويعتبر وزن الهواء الذي يملونا أحد المعالم التي تدخل في طريقة التنبؤ بحالة الجو . وكنتيجة لحرارة الشمس وارتباطها بتأثير المحيطات والجبال ، يتجمع الهواء الحوى في بعض الأماكن ليكون مناطق ضغط عال ، ويقبل في أماكن

أخرى ليكون مناطق ضغط منخفض ، وتنتقل هذه المناطق حول الأرض .
ويرتبط الجو الصحو دائماً بالضغط المرتفع ، والجو العاصف بالضغط المنخفضة .

والاختلافات في الضغط ليست كبيرة . فقد يزيد الهواء في منطقة الضغط
العالي عن المنخفض بمقدار 10% ، وهو ليس كبيراً بحيث يؤثر على تنفسنا أو أى
شئ . آخر حولنا . وعليئنا أن نستعمل أجهزة لقياس التغير في الضغط .

وإحدى طرق قياس الضغط الجوى هي بموازته بعمود من سائل . فيزن
الهواء الذى يملو بوصة مربعة من سطح الأرض ، ما يوازى وزن عمود من الماء
ارتفاعه ٣٤ قدماً فوق نفس البوصة المربعة . فلو كان ضغط الهواء منخفضاً لوزن
ما يساوى عموداً من الماء ارتفاعه ٣٣ قدماً . ولو وازنا عموداً من الماء
بالهواء (ويمكن عمل هذا بمنتهى السهولة) لأمكننا متابعة التغيرات في الضغط
الجوى بمراقبة الاختلافات في ارتفاع عمود الماء .

ولسكن استعمال عمود من الماء يبلغ ارتفاعه ارتفاع بناء ذى أربعة طوابق شئ غير
محمّل ولذا نستخدم بدلاً منه عموداً من الزئبق ، وحيث أن وزن الزئبق يزيد
عن وزن الماء بما مقداره أربع عشرة ونصف مرة ، لذلك يزن عمود من الزئبق
طوله ٣٠ بوصة نفس وزن عمود من الماء طوله أربعة وثلاثون قدماً (على فرض
أن قطريهما متساويان) .

وتسمى الأنبوبة الزجاجية المحتوية على ثلاثين بوصة من الزئبق والتي تعادل
الضغط الجوى (بالبارومتر) . ويقاس ارتفاع ذلك العمود من الزئبق بكل دقة
وستسمع في كل نشرة جوية مقدار الضغط الجوى مقسماً إلى أقرب جزء من المائة
من البوصة وسيقول الراصد الجوى ما إذا كان البارومتر ثابتاً أم يرتفع أو ينخفض .
فإذا كان في حالة ارتفاع فهذا يعنى أن الجو سيصحو . أما إذا كان في حالة انخفاض
فهذا يعنى هبوب جو عاصف . وإذا كان ثابتاً فهذا يعنى أنه سيستمر كما هو .

وأحد الاستعمالات الأخرى المعروفة للزئبق هي في قياس الحرارة ، لأن الزئبق يتمدد بارتفاع درجة الحرارة ويتقلص بانخفاضها ، مثل كل المواد الأخرى . ولكن الزئبق يفعل هذا بمنتهى الانتظام فيتمدد بشكل متساو على مدى كبير من الحرارة .

فإذا صنع جهاز يملأ حتى فوهته بالزئبق وتتخذ منه أنبوبة رقيقة جداً ، فيارتفاع درجة الحرارة يتمدد الزئبق قليلاً ولا يجد منسأله إلا في الأنبوبة الرفيعة فيرتفع فيها قليلاً . وإذا انخفضت درجة الحرارة يتقلص الزئبق وينخفض في الأنبوبة .

والترمومتر ما هو إلا انتفاخ من الزئبق ملتصق بأنبوبة رقيقة . فإذا وضع الترمومتر في ثلج مصهور فإن ارتفاع عمود الزئبق في الأنبوبة الرفيعة سيشير إلى درجة الصفر المئوية (أو ٣٢ درجة فهرنهايت) . أما إذا وضع في ماء مغلي فإن ارتفاع عمود الزئبق سيشير إلى ١٠٠ درجة مئوية (أو ٢١٢ درجة فهرنهايت) . ويمكن بعد ذلك تقسيم المسافة بين العلامتين بالتساوي إلى درجات مرقمة .

والزئبق ليس هو السائل الوحيد المستعمل في عمل الترمومترات . فبعض الترمومترات المنزلية العادية ، والتي تعلق خارج النوافذ لمعرفة حرارة الجو الخارجي ، تحتوي على سائل به صبغات حمراء لتسهيل رؤيته .

ولا يبلل الزئبق الزجاج ، أي أنه لا يلتصق حتى بطبقة رقيقة بالزجاج عند ارتفاعه وانخفاضه (بعكس الماء الذي تلتصق طبقة منه بالزجاج) ولهذا السبب ينزلق الزئبق ويرتفع بسهولة في الأنبوبة . وهذه الخاصية هامة في كل من الترمومتر والبارومتر .

وفي حالة الترمومتر يتم لحام الأنبوبة في جو مفرغ . أما البارومتر فإن سطح الزئبق العلوي يلامس الهواء الجوي ، وهو لا يتأثر بالهواء في الظروف العادية . وهذه من حسنات الزئبق .

وبما أن الزئبق فلز فهو جيد التوصيل للكهربية . فإذا وضع جزء منه في أسطوانة أفقية وكان في أحد طرفيها سلك توصيل ، وأملنا الأسطوانة بحيث لا يلامس الزئبق سلكي التوصيل ، فإن الدائرة تقفل . أما إذا أملناها إلى الجهة الأخرى فسيبتعد الزئبق عن سلكي التوصيل وتفتح الدائرة . وتستخدم مثل هذه « المفاتيح الزئبقية » في الصناعة وحتى في بعض المنازل (فهي تتميز عن المفاتيح القديمة التصميم بأنها لا تحدث ضجة أثناء قفل أو فتح الضوء) ، وهذه المفاتيح تمثل أهم استعمالات الزئبق في هذه الأيام .

أطباء الأسنان وخواتم الزواج :

تعتبر مركبات الزئبق عامة سامة مثل مركبات الرصاص . بل هناك في الواقع خطر من الزئبق غير موجود في الرصاص . فالزئبق يغلي عند ٣٥٧ درجة مئوية ، وهي درجة غليان منخفضة عن كل الفلزات الأخرى . وحتى في الدرجات الأقل ، تتباعد كمية من أبخرة الزئبق ، وهذه الأبخرة سامة عند استنشاقها ولها تأثيرات مضاعفة . ولذا لا يسخن الكيميائيون الزئبق بدون تجهيز طريقة ليعبب بها الهواء البخار .

ومع ذلك فلدى الكثير منا زئبق في فمه طول الوقت : ويختلط الزئبق بكثير من الفلزات ليكون سبائك تعرف « بالمطعمات » . فمثلاً يختلط الزئبق بسبيكة الفضة ليكون مملغم الفضة . وعند بدء تكون مملغم الفضة يكون طرياً ويمكن تشكيله مثل الطفل ولكنه بعد دقائق يصبح صلباً .

وعندما ينزع أطباء الأسنان الجزء المسوس من الأسنان ، فإنهم يصنعون مملغم الفضة الذي يحتوي على كمية صغيرة من القصدير والنحاس والمارصين والفضة ويضغطونه في فراغ السن « كحشو من الفضة » . ولا يتأثر مثل هذا الحشو بالهواء أو

اللعاب أو الأكل . وحيث أن ذرات الزئبق ملتصقة بشدة بذرات الفضة ولا تقبعر أو تذوب فلا خطر منها بتاتاً .

ويستخدم أيضاً « مملغم الذهب » في حشو الأسنان . ويختلط الذهب بالزئبق بسهولة وبسرعة ، وهذا شيء لا بد من تذكره عندما تريد أن تلعب بالزئبق - فلا بد من خلع خواتمك . وقد حدث أن صبت زوجتي قطرة من الزئبق من يد لأخرى فأتلقت خاتم زواجها تماماً ، إذ ذهب اللون الأصفر ، وبدأ رمادياً وعادياً فحزنت عليه حزناً كثيراً .

ويستفيد الكيميائيون كثيراً بالمملغات . فيستخدم فلز الصوديوم مثلاً لأغراض متعددة ، ولكنه شديد التفاعل ، ويخلق مشاكل تتطلب التأمين ضده . ولذا يخلط بالزئبق لتكوين « مملغم الصوديوم » وبهذا يقوم بكل أعمال الصوديوم نفسه ونحن آمنون عند استعماله .

وأحد استعمالات الزئبق المعروفة في هذه الأيام هي في صنع مصابيح خاصة بنفسجية بها نقطة من الزئبق تتحول بمرور التيار الكهربائي إلى بخار يسطم بالضوء ، ويمطي الأشعة فوق البنفسجية القوية . ويستخدم الزئبق في « مصابيح الشمس » وهي التي تكسب جلده في الشتاء لوناً بنياً (أو تحرقه كالشمس إن لم تكن حريصاً) . ويستخدم أيضاً في مصابيح الفلورسنت حيث ترسب الأشعة فوق البنفسجية طبقة من المسحوق داخل الأنبوبة لتتوهج بضوء أبيض ساطع .

والإسم الشائع لكوريد الزئبق هو « كالوميل » (ويحتوى الجزء منه على ذرتين من الزئبق وذرتين من الكلور) وكان يستخدم قديماً كسهل ، ومع ذلك فهو خطير ويحدث تسمماً مالم يستعمل بحذر . وقريبه « كلوريد الزئبقيك » أكثر خطورة (ويحتوى الجزء منه على ذرة واحدة من الزئبق وذرتين من الكلور) ويعرف عموماً باسم « السليمانى » ويكفى قليل منه للقضاء عليك مما كنت حريصاً .

أما أكسيد الزئبق فهو مركب أحمر طوبى اللون ، يحتوى الجزئ منه على ذرة من الزئبق وذرة من الأكسجين . وترجع أهميته التاريخية إلى أنه المركب الذى سخنه «پرستلى» عندما اكتشف الأكسجين . وهناك مركب آخر أحمر الزئبق وهو كبريتيك الزئبق (ويحتوى الجزئ منه على ذرة زئبق وذرة كبريت) . ويوجد فى الأرض بشكل طبيعى ومعروف باسم «السلقون» وهو أهم خامات الزئبق ، ويستخدم المركب النقى كألوان حمراء زاهية للرسم تعرف بالقرمزى .

وتعتبر «فلمنات الزئبق» من الفرقعات التى تنفجر بمجرد اللمس (ويتكون الجزئ منها من ذرة من كل من الزئبق والأكسجين والنتروجين والكربون) وتكفى طريقة خفيفة لتفجير جزء صغير منها تفجيراً شديداً . (وعادة ما تحتاج المتفجرات المفيدة لقوة أكبر من هذه - وهذا من حسن الحظ - وإلا فإن المشتغلين أو المستخدمين لها يتمزقون إرباً) . وتستخدم كميات ضئيلة منها فى صناعة كبسولة الديناميت التى تفجر بدورها كميات أكبر من الفرقعات الأقل حساسية مثل الديناميت ، ويمكن إشعال الفلمنات من مسافة بعيدة بواسطة الكهرباء أو بواسطة الصدمة التى يحدثها تفجر الديناميت .

وأخيراً فاليركروم الذى تعرفه جيداً كطهر هادئ للجروح البسيطة والحدوش يحتوى جزئته على ذرة زئبق .

البطاريات والطلاء الواقى :

يتشابه الفلزان الموجودان فوق الزئبق فى الجدول الدورى تشابهاً تاماً ، ويبدو أن أحدهما وهو الخارصين (العنصر رقم ٣٠) كان معروفاً فى العصر القديم . ويرجع تاريخ السبائك التى تحتوى عليه إلى ٢٥٠٠ ق . م ، ولكن لم يتم فصل الفلز ذاته إلا سنة ١٧٤٦ عندما اكتشفه الكيميائى الألمانى «أندرية شجسوند مارجراف» .

وكان أقدم استعمال للخارصين في عمل سبائك النحاس المعروفة « بالنحاس الأصفر » . وفيه تزداد صلابة وقوة النحاس بإضافة الخارصين إليه . وأقوى ما يكون النحاس الأصفر عندما تبلغ نسبة الخارصين فيه ٣٥٪ أو ٤٠٪ ، وحالياً يمكن زيادة صلابته بإضافة النيكل (بنسبة تصل إلى ١٢٪) ، وتسمى السبيكة الناتجة « بالنحاس الأصفر النيكل » .

وينتشر استعمال النحاس الأصفر في عمل الزراير والزينة التي تملو السترات والملابس التنكرية (ويسمى أحياناً المزيج المكون من ٨٠٪ نحاس و ٢٠٪ خارصين بالمعدن الهولندي إذ تبدو السبيكة الناتجة وقد شحبت لون النحاس الأصفر فيها ونحوها إلى لون الذهب تماماً) ، ولذلك فكلاهما زادت رتبة ضابط الجيش زادت زينة ستروته وحواشيها .

ويخفى النيكل بإضافته إلى النحاس الأصفر لون النحاس كلية حتى إن كمية قليلة منه تكفي لتحويل لون السبيكة إلى الأبيض . (كما هو الحال في النيكل الأمريكي أو العملة ذات الخمس سنتات التي يتكون ثلاثة أرباعها من النحاس ، ولكن لا يبدو لونه إطلاقاً) . ولهذا السبب يطلق على النحاس الأصفر اسم «الفضة النيكل» أو «الفضة الألمانية» ولو أن هذه الأسماء مضللة ، لأن السبيكة لا تحتوي على فضة .

والنحاس الأصفر المحتوي على ٤٠٪ خارصين يقاوم التآكل ، ويسمى (معدن ماننز) . ويستخدم لهذا السبب في عمل طلاء لوقاية قيعان السفن بنجاح أكبر من النحاس .

ويوجد استعمال هام في وقتنا هذا للخارصين ، ألا وهو عمل البطاريات الجافة ، وهو النوع الذي يذكرنا « ببطاريات الكشافات الضوئية » . ومثل هذه البطاريات لها

غلاف خارجي من الخارصين (تحت غلاف الكرتون مباشرة) وقضيب من الكربون في الوسط ، وبينها أنواع مختلفة من المواد الكيميائية .

ويتفاعل الخارصين والكربون والمواد الكيميائية التي بينها لإنتاج الكهرباء . وإذا تركت البطارية جانباً فإنها تخزن الكهرباء ولا تنطلق منها . ولكن إذا وصل « طرفاً » البطارية الموجودان في جهة واحدة (أحدهما متصل بغلاف الخارصين والآخر بقضيب الكربون) بسلك معدني لانسابت الكهرباء خلال السلك . وإذا وضع مصباح كهربائي في الطريق ومر به التيار الكهربائي فإنه يضيء . ومن الطبيعي ألا تنساب الكهرباء إلا عندما لا يوجد أي قطع في السلك ، أي تكون الدائرة مغلقة . ولن يعمل أي كشاف ضوئي عادي إلا إذا ضغطنا الزر ، وبذا نقفل أي فتحة في الأسلاك ونكمل الدائرة وعندئذ يضيء المصباح .

والخارصين هو أحد الغازات العديدة المستعملة في طلاء الحديد أو الصلب لمنع الصدأ . وتم هذه العملية بغير قطعة مسطحة نظيفة من الحديد في مصهور الخارصين أو بالطلاء بالكهرباء . والكهرباء اسم عني عليه الزمن ، وهو الجلفنة . ويطلق على الحديد المطلي بالخارصين « الحديد الجلفن » . وغالباً ما تصنع الجرادل من الحديد الجلفن ويمكن أن ترى شكل بلورات الخارصين على سطحه وهو جديد . وقد حلت مركبات الخارصين محل مركبات البيرليوم في أضواء الفلورسنت .

والخارصين فلز نشط تماماً . فيضاف دائماً إلى الحامض وينتج عنه تصاعد الإيدروجين كما ترى في تجارب الكيمياء في حجرات الدراسة (إذ تحمل ذرات الخارصين محل ذرات الإيدروجين في جزئيات الحامض) . وهذه الطريقة يمكن جمع الإيدروجين ودراسة خواصه . ومن المهم استعمال أصناف جيدة من الخارصين لهذا الغرض ، لأن الأصناف الرديئة تحتوي على كميات صغيرة من الزرنيخ . وبإضافة الحامض يتصاعد الأرسين وهو سام جداً ، وميت بكميات ضئيلة . ولذا فمن المستحسن أن تتعب نفسك قليلاً في التأكد من جودة المادة قبل إجراء العملية .

وهناك معدن آخر يستخدم في طلاء الحديد والصلب ويوجد تحت الخارصين مباشرة في الجدول الدوري ، وهو شديد الشبه بالخارصين ، حتى إنه ليوجد مع الخارصين في خام الخارصين ، وقد اكتشفه «فردريك ستروهايمر» سنة ١٨١٧ في خام الخارصين وأشهر خامات الخارصين هو المعروف باسم «زنك بلند» أو توليفه الخارصين ، وتتكون أساساً من كبريتيد الخارصين (ويحتوى الجزئ منه على ذرة من الخارصين وذرة من الكبريت). أما الاسم اليونانى لهذا الخام فهو «كادميا» ولذا أطلق عليه «ستروهايمر» إسم «كادميوم» وهو العنصر رقم ٤٨ .

والطلاء بالكادميوم أفضل من الطلاء بالخارصين ولكن أعلى منه. والكادميوم أكثر لماناً وأكثر مقدرة في الحماية من الصدأ. ويلعب الكادميوم دوراً في حماية الفضة بإضافة جزء صغير منه للفضة فيعطىها مناعة ضد تأثيرات مركبات الكبريت القاعة . ويوجد الكادميوم أيضاً في معدن الود (وهى سبيكة قابلة للصر) وبعض مواد اللحام . ودرجة انصهار الكادميوم منخفضة مثل الرصاص . فإذا أضيفت قطعة صغيرة من الكادميوم (تبلغ ١٪) إلى النحاس يجعله قوياً وصالحاً للاستعمال في أسلاك التولى ، بدون تقليل درجة التوصيل .

وأهم استعمال حديث للكادميوم هو فيما يتعلق بالفاعلات الذرية في محطات الطاقة النووية . فعندما يريدون تقليل سرعة التفاعل النووى فإنهم يدخلون قضبان الكادميوم خلال ثقوب إلى المفاعل . ومثل هذه القضبان يمكنها أن تمنع كوارث الانفجار ، وهى تعمل بطريقة أوتوماتيكية ، بحيث تنزلق داخل الثقوب عند أول إشارة بارتفاع درجة الحرارة .

ويستعمل «أكسيد الخارصين» كألوان بيضاء هامة في الطلاء . ويحتوى الجزئ منه على ذرة من الخارصين وذرة من الأكسجين . وغالباً ما يسمى «أبيض الزنك» ولكن ليست له «قوة التغطية» التى للرصاص الأبيض ، لأن الأوقية من أبيض الزنك تغطي مساحة كبيرة من الخشب بشكل

ثقل يحنق لون الخشب الأصلي كما تفعل أوقية من الرصاص الأبيض، ولكن أبيض الزنك ليس ساماً ولا يسود لونه بواسطة مركبات الكبريت (إذ يتكون كبريتيد الخارصين ولسكنه أبيض ، ولذا لا يؤثر على لون الدهان ، فيتركه كما هو - وكبريتيد الخارصين رخيص في حد ذاته . ويخلطه بكبريتات الباريوم يمكن استعماله كأصناف رديئة من الدهان الأبيض . ويسمى المخلوط « ليثوبون » . ويستخدم كبريتيد الكاديوم كألوان صفراء (ويحتوي الجزء على ذرة من الكاديوم وذرة من الكبريت) .

وبما أن أكسيد الخارصين يستعمل في حشو الأسنان فقد يوجد جزء منه في أسنانك ، ويستعمل كذلك في عمل مساحيق الوجه . وعلى ذلك فلو كنت فتاة سيكون جزء منه على وجهك أيضاً . وأكسيد الزنك هو أيضاً المسحوق الذي تراه في « غسل الكلامينا » (وهذا المسحوق لونه وردي لأنه يحتوي أيضاً على نصف الواحد بالمائة من أكسيد الحديد) .

وأخيراً يعتبر الخارصين أحد العناصر التي لا بد أن تحتوي الأنسجة الحية على آثار منها .

الفصل التاسع عشر

الكروم

عنصر اللون

The diagram shows a simplified periodic table with the d-block highlighted in black. The elements 24, 25, 42, 74, and 75 are marked within this block. An arrow points from the first two columns on the left towards the d-block, and another arrow points from the d-block towards the first two columns on the right, indicating the filling order of the d-orbitals. There is a small empty box above the table.

الإطلاء والرسم :

سبق أن ذكرت بعض المعادن ، مثل النيكل والقصدير والكاديوم والنحاسين ، التي يمكن أن يطل بها الحديد أو الصلب لمنع الصدأ . وهناك أنواع من الطلاء تتضمن معدناً آخر هو الكروم ، العنصر رقم ٢٤ .

وقد اكتشف الكروم « ن . ل . فوكاين » عام ١٧٩٧ ، وسماه Chromium نسبة إلى الكلمة اليونانية « اللون » لأن جميع مركباته ملونة . (وهي توجد في

جميع الألوان الممكنة تقريباً). ويعتبر المعدن نفسه ضمن أصلد العناصر، نظراً لأنه أصلد من الحديد والكوبالت والنيكل. وهو لا يفقد بريقه في الهواء، حيث إنه محمي (مثل الألومنيوم) بطبقة رقيقة من الأكسيد التي تتخذ لمعة براقه.

وأعمال الزخرفة في السيارات عبارة عن صلب مطلي أولاً بالنيكل ثم بطبقة رقيقة من الكروم. ويسمى أغلب الناس هذا النوع من الأعمال المعدنية بالكروم.

والكروم لا يطلى فقط فوق الصلب، ولكنه يضاف أيضاً إلى الصلب لتشكيل سبائك مفيدة. وبعض أنواع الصلب الكرومي صلبة بشكل خاص، وقوية، وتستخدم في عمل كرات كراسي البلي. ويحتوي الصلب غير القابل للصدأ على ١٨٪ أو أقل من الكروم و ٨٪ أو أقل من النيكل. وهو لا يصدأ، ويستخدم بشكل واسع هذه الأيام في أدوات القطم وتناول الطعام. والصلب غير القابل للصدأ ليس مغناطيسياً؛ وإذا كان لديك مغناطيس وسكين ذات حد من الصلب الغير القابل للصدأ، فيمكنك أن تختبر ذلك بنفسك.

ويمكنك أن تجد سبيكة أخرى مثيرة للاهتمام في المنزل، وهي «النيكروم». وهذه السبيكة تحتوي على أربعة أجزاء من النيكل إلى جزء من الكروم وأحياناً بعض الحديد. والنيكروم كعبدن، موصل رديء جداً للكهرباء. يبلغ فقط نسبة ١/١٠ من جودة الفضة. والكهرباء تسري خلال سلك من النيكروم سريعاً وتسخنه لدرجة الاحمرار، حتى إذا ما كان السلك سميكاً تماماً. والسلك الذي يتوهج في الشوايات عندما تفتح الكهرباء، غالباً ما يصنع من النيكروم.

وأكسيد الكروميك (يحتوي جزيئه على ذرتين من الكروم وثلاث ذرات من الأكسجين) أخضر اللون. ونحصل عليه من خام يدعى «الكروميت» الذي يتكون جزيئه من اتحاد أكسيد الكروميك بأكسيد الحديد. والكروميت

هو أكثر خامات الكروم انتشاراً ، وهو ينصهر في درجة عالية جداً ويشكل في قوالب ويستخدم لتبطين الأفران العالية الحرارة .

ويمكن أن يضاف أكسيد الكروميك إلى الزجاج ليعطيه لوناً أخضر - كما ترجع ألوان الزمرد والياقوت إلى وجود كميات ضئيلة من أكسيد الكروميك . وتتوقف الألوان المختلفة (لون الزمرد الأخضر ولون الياقوت الأحمر) على حجم أجزاء أكسيد الكروميك . فالسفاير الأزرق اللون يحتوي أحياناً على أكسيد الكروميك . ومركبات الألومنيوم والبيريليوم التي تشكل التركيب لهذه الجواهر عديدة اللون .

ويعرف أكسيد الكروميك عندما يستخدم في الطلاء باسم الكروم الأخضر . وتستخدم كذلك كرومات الرصاص التي تعرف بالكروم الأصفر (الذي يحتوي جزيئته على ذرة من الرصاص وذرة من الكروم وأربع ذرات من الأكسجين) ، كما تستخدم كرومات الرصاص القاعدية التي تعرف بالكروم الأحمر في الألوان . (ويحتوي جزيئها على ذرتين من الرصاص وذرة من الكروم وخمس ذرات من الأكسجين) . ويستخدم المزيج من الإيتين والذي يسمى بالكروم البرتقالي أيضاً في الألوان .

الصلب القاسي :

وتشارك الكروم عديد من العناصر القريبة منه في الجدول الدوري في قسوته العالية ، لأنها إذا أضيفت إلى الصلب زادت من جفافه وقسوته .

وهذه المعادن هي « المنجنيز » العنصر رقم ٢٥ ، و « موليبدنم » رقم ٤٢ ، و « الوولفرام » رقم ٧٤ . وأكثر خامات المنجنيز شيوعاً هو « البيروليوميت » الذي يتكون من ثاني أكسيد المنجنيز (ويتكون جزيئته من ذرة واحدة من

المنجنيز وذرتين من الأوكسيجين). وفي الواقع يعتبر المنجنيز أكثر المعادن الثقيلة انتشاراً بعد الحديد . كما أنه يشابه الحديد (جاره الأيمن في الجدول الدوري) في المظهر ولكنه أصلد من الحديد ، وعلى خلافه فهو هش تماماً . ولقد خلط الرومان القدامى بين البيروليوسيت والماجنتيت (الأوكسيد المغناطيسي للحديد) الأسود اللون هو الآخر . وعلى ذلك فقد سموا البيروليوسيت « الماجنز » . وفي العصور الوسطى كان الكيميائيون يخطئون في كتابة وفي نطق هذا الاسم ، وقد انتهى الأمر إلى أن يصبح « منجنيز » . ولقد عزل المنجنيز لأول مرة ك معدن بواسطة كيميائي يدعى « ج . ج . جان » عام ١٧٧٤ . ومركبات المنجنيز مثل الكروم ملونة في المادة وتوجد في الطبيعة على شكل مركبات للمنجنيز من مختلف الألوان (أبيض وبنى وأخضر وبنفسجي) وقد استخدمها الفنانون كأصباغ لعدة قرون : وأكثرها شيوعاً هي صبغة بنية في لون الجوز تحضر بطحن « أكسيد المنجنيز » (الذي يحتوي جزيئه على ذرتين من المنجنيز وثلاث ذرات من الأوكسيجين) مع أكسيد الحديد والألومنيوم . ويدعى هذا « بالمنجنيز البنى » وتستخدم كربونات المنجنيز (التي تدعى أيضاً بالمنجنيز الأبيض) كصبغة بيضاء .

وأكثر خامات المولبدنم انتشاراً هو « الموليبدنيت » وهو عبارة عن كبريتيد المولبدنم الذي يحتوي جزيئه على ذرة من المولبدنم وذرتين من الكبريت) . ولهذا الخام مظهر رصاصي ولذلك يسمى بالكلمة اليونانية التي تعني رصاص . وقد اكتشفه « ب . ج . بيلم » في عام ١٧٨٢ .

وقد اكتشف الولفرام مرتين . فقد اكتشفه « شيل » عام ١٧٨١ في معدن يدعى التنجستن التي تعني بالدقة الكلمة السويدية « الحجر الثقيل » . وهذا المعدن مثل الباريث أثقل من الجرانيت مرتين . وهو يدعى الآن الشيليت تكريماً لشيل . وقد اكتشف العنصر في عام ١٧٨٣ بشكل مستقل بواسطة أخوين هما دون فوستو ودون جوان جوازيه دي الهيواري في معدن يدعى « الولفراميت » . ولذلك

فللعنصر اسمان ، واسمه الرسمي ولفرام . أما في أمريكا وبريطانيا فقد تعودنا أن نطلق عليه اسم «التنجستن» نسبة إلى المعدن السويدي . ولقد كان الرجل الذي أوضح لأول مرة عام ١٧٨٥ أن المعدنين الناتجين من الشيليت والوافراميت هما شيء واحد هو «رودلف إريل ريسب» وهو معروف بشكل أفضل كمؤلف لقصص «البارون مانتشوزن» . وجميع هذه المعادن الثلاثة يمكن أن تضاف إلى الصلب . فصلب المنجنيز الذي يحتوي على ١٣٪ أو أقل من المنجنيز صلباً جداً يستخدم على سبيل المثال لصنع أسلحة تحطيم الصخور . وصلب المولبدنم الذي يحتوي على ٢٪ أو أكثر من المولبدنم يلين عندما يسخن وهو يستخدم في آلات القطع السريعة الحركة . وهذا أيضاً أحد استخدامات صلب التنجستن الذي يحتوي على الكروم وعلى ٧ — ٢٠٪ من الوافرام والذي يتبقى صلباً حتى عندما تصل حرارته إلى درجة الاحمرار . ويستخدم صلب التنجستن أيضاً في طلاء الأسلحة في أنواع خاصة من الرصاص القوي ويحترق طلاء الدروع . ويضاف التنجستن والنيكل أيضاً إلى الكوبالت لتشكيل السبائك الشديدة الصلابة . وصلب المولبدنم في غاية الصلابة وهو يستخدم في مواسير البنادق والدروع وخزائن البنوك وما إلى ذلك .

ويمكن أن يضاف المنجنيز إلى النحاس لتشكيل «برونز المنجنيز» . وإحدى هذه السبائك تحتوي على النيكل أيضاً وهي «المنجاستين» ، الذي يعتبر موصلًا رديئًا للكهرباء ، ويستخدم بنفس الطريقة مثل النيكلوم .

وثاني أكسيد المنجنيز أسود اللون يضاف أحياناً إلى الزجاج ليعادل اللون الأخضر الذي يرجع إلى مركبات الحديد . وبمرور السنين يتحول ثاني أكسيد المنجنيز في مثل هذا الزجاج إلى برمنجنات الصوديوم (التي تحتوي جزئياً على ذرة من الصوديوم وذرة من المنجنيز وأربع ذرات من الأكسجين) حيث تأتي ذرة الصوديوم وذرات الأكسجين الإضافية من سليكات الصوديوم الموجودة في

الزجاج . وبرمنجنات الصوديوم مركب قرمزي داكن . وبذلك يكتسب الزجاج لوناً بنفسجياً فاتحاً . ولبعض المنازل في بوسطن ألواح قديمة جداً من زجاج النوافذ من هذا اللون تقدر تقديراً عالياً بواسطة أصحابها كتحف أثرية . وبعض سبائك المنجنيز المحتوية على الألومنيوم والقصدير والأنتيمون والنحاس مغناطيسية جداً بالرغم من أنها لا تحتوى على حديد . والواقع أن سبيكة من المنجنيز والبرموت يمكن أن تشكل مغناطيساً من الصعب إزالة مغناطيسيتها أكثر من المغناطيس الصلب . ويمكن أن تستخدم بعض سبائك الكروم أيضاً لصناعة المغناطيسات القوية . ومثل هذه السبائك المغناطيسية الخالية من الحديد تسمى سبائك هيوزل نسبة إلى الرجل الذي اكتشفها لأول مرة ، ويرجع ذلك إلى عام ١٨٩٨ .

ويعتبر كل من المنجنيز والمولبدنم عنصرين نادرين لازمين في الأنسجة الحية . ولقد اكتشفت الحاجة إلى كميات ضئيلة من المولبدنم في الجسم البشري في الخمسينات فقط .

الأسلاك الرفيعة المتوهجة:

يجب أن تميز الأسلاك أو الفئائل في المصابيح الكهربائية بخاصتين : الأولى أن توصل الحرارة بشكل رديء للدرجة التي تسخنها لنقطة التوهج الأبيض عندما تمر الكهرباء خلالها . والثانية أن تكون درجة انصهارها مرتفعة جداً بحيث لا تصهرها الحرارة (ويجب أن يهتم المرء باحتراقها حيث أن المصابيح الكهربائية مليئة بالأرجون) .

وعندما اخترع « توماس إديسون » الضوء الكهربائي عام ١٨٧٩ استخدم

الكربون كفتيل ، لأنه كانت له أعلى درجة انصهار معروفة — حوالى ٣٥٠٠ درجة م . وهو موصل رديء ، ولكن نظراً لأنه ليس بمعدن فلا يمكن سحبه على شكل سلك وإنما كان من الضروري ترسيبه على خيوط القطن أو ألياف الخيزران . ومع ذلك أبقى إديسون داخل المصباح مخلخلاً . ولكن نظراً لأن القطن أو الخيزران يتحللان بالحرارة فإن الفتيل كان يتساقط عند احتراق المصباح .

ولقد تمت محاولة استخدام الأوزميوم بعد ذلك كما سبق أن ذكرت . وفي النهاية بذلت المحاولة بالولفرام لأن توصيله للكهرباء والحرارة ضعف المعادن البلاطينية ، ولكن درجة انصهاره أعلى من الأوزميوم ، إذ ينصهر الأوزميوم عند درجة ٢٧٠٠ درجة م ، وينصهر الولفرام عند ٣٣٧٠ م . والواقع أن الولفرام له أعلى درجة انصهار بين المعادن — ولا ينصهر عند درجة أعلى منه إلا الكربون .

والعنصر الذى يقع على يمين الولفرام مباشرة فى الجدول الدورى هو الرينيوم (العنصر رقم ٧٥) . وهو يشابه الولفرام فى خواصه إلا أنه نادر جداً . وهناك بعض الخامات التى تحتوى على جزء من مليون من الرينيوم ومع ذلك تعتبر غنية حقاً ، لأن بعض الخامات تحتوى على نسب أقل بكثير من ذلك . ولم يكتشف الرينيوم إلا عام ١٩٢٥ ، وعند ذلك فقط اكتشف بواسطة مقياس الطيف (مثل الروبيديوم والسيريزيوم) على يد مجموعة من ثلاثة من الكيميائيين الألمان وهم « وولتر نوداك » و « إيدنك » و « أوتوبرج » . لقد كانوا يعرفون تماماً ما كانوا يبحثون عنه . ومنذ ذلك الوقت تدعم الجدول الدورى وعرف الكيميائيون أين تقع بالدقة العناصر الناقصة . وقبل العثور على الرينيوم كان يشار إليه فى الواقع على أنه « ثانى المنجنيز » . ولقد كان هو العنصر المفقود فى الفراغ رقم ٧ تحت المنجنيز . وكان هناك أيضاً أحادى المنجنيز فى « الفراغ رقم ١ » .

ولكننى سأحدث عنه فيما بعد .

ولقد سمي نوداك والآخرون العنصر الجديد باسم نهر الراين (مستخدمين
الإسم اللاتيني) الموجود في ألمانيا ، فأصبح اسمه الرينيوم .

ودرجة انصهار الرينيوم حوالي ٣٠٠٠م — فهو ثاني المعادن العالية الانصهار .
وبما أنه لا يوصل الحرارة إلا بدرجة تبلغ $\frac{1}{3}$ الولفرام ، فمن الأرجح أن يشكل
متأمل جيدة للضوء الكهربائي إذا لم يكن نادراً لهذا الحد . وهو يستخدم في بعض
أقلام الحبر بكميات ضئيلة جداً .

شائع بكل تأكيد . والتيتانيوم منتشر بنسبة تبلغ ٦٠ إلى ٣٠٠ ضعف المعادن النافعة مثل النحاس والرصاص والخرصين . ومع ذلك ، وحتى وقت قريب لم يكن التيتانيوم معروفاً .

وهناك سبب مقنع لذلك . فعنصر مثل الرصاص قد لا يوجد في أغلب الأماكن ولكنه يتكوم في أماكن قليلة ، وفي هذه الأماكن يتم تعدينه . أما التيتانيوم من الناحية الأخرى ، فهو مبعثر في كل مكان .

ولقد أدرك رجل إنجليزي من رجال الدين وكيميائي في نفس الوقت هو « وليام جريجور » وجود عنصر جديد في « الإلمينيت »^(١) (خام يحتوي على كل من الحديد والتيتانيوم) . ولقد سماه « م . ه . كلا بروث » في عام ١٧٩٤ بالتيتانيوم على اسم العالقة^(٢) التي هي ذات قوة هائلة في الأساطير ، ولكنه قال في كتاباته إنه ليس لديه سبب معين دعاه إلى ذلك .

وأهم خامات التيتانيوم هو « الروتيل »^(٣) الذي يتكون من « ثاني أكسيد التيتانيوم » (ويحتوي جزيئه على ذرة من التيتانيوم وذرتين من الأكسجين) . ويمكن أن يوجد ثاني أكسيد التيتانيوم كجواهر شفافة أمكن منذ عام ١٩٤٩ أن تحضر بشكل صناعي . وهذه الخامات تكسر الضوء بدرجة أكثر من الماس . وإذا ما قطعت جيداً ، فهي تبرق وتتلألأ وتضيء بشكل أكثر من الماس . والمشكلة بالنسبة للروتيل هي أنه ليس صلباً ولهذا فمن السهل خدشه .

ومسحوق ثاني أكسيد التيتانيوم المسمى « بالتيتانيوم الأبيض » هو أكثر المواد المعروفة بياضاً ، أي أن الأوقية منه إذا ما مزجت مع الألوان بنسب

Ilmenite (١)

Titans (٢)

Rutile (٣)

مناسبة ، فيمكنها أن تبيض مساحة أكثر من أوقية من أى صبغة بيضاء أخرى .
وأكثر من ذلك ، قتانى أكسيد التيتانيوم ليس ساماً ، ولا يزول لونه بواسطة
مركبات الكبريت . ولهذا فهو يحل محل الرصاص الأبيض .

أما رابع كلوريد التيتانيوم ^(١) ، (ويحتوى الجزء منه على ذرة من التيتانيوم
و ٤ ذرات من الكلور) ، فسائل يدخن بشكل قوى إذا لامس الهواء ، ولذلك
يستخدم فى الإشارات الهوائية ولإطلاق سحب الدخان .

ولكن التيتانيوم نفسه يعتبر نوعاً من السندريللا . فقد كان ينظر إليه دائماً على
أنه معدن هش وغير مفيد ، وأنه لا جدوى منه . وكانت المشكلة هى أن أحداً
لم يستطع الحصول على المعدن نقياً . ولقد حضره « برزيلوس » لأول مرة كسحوق
أسود غير نقي عام ١٨٢٥ . أما « مواسان » (أول من عزل الفلور) فقد ناقسه فى
ذلك سنة ١٨٩٥ ، ولكن تلك العينات احتوت على ٢ / ١ من الكربون . ويتحد
التيتانيوم بسرعة مع الأكسجين والنيتروجين والكربون والسليكون ، وهى العناصر
بالذات التى من الأرجح أن تصل به . ويمكنه أن يحترق حتى فى النيتروجين ولذا
يجب أن يتم لحامه فى جو من الهيليوم .

وعادة ما يحضر على شكل سبيكة مع الحديد ، هى « الفيروتيتانيوم » ويمكن
الاستفادة من نشاطه وهو بهذا الشكل كما يمكن أن يضاف بكميات ضئيلة إلى الصلب
المصهور ليعمل « ككناس » ، فالتيتانيوم يتحد مع الأجزاء الضئيلة من الأكسجين
والنيتروجين التى من الصلب المنصهر . وعندئذ ، فعندما ما يبرد الصلب ويتصلب ،
لا تبقى فيه أى فقاع غازية ضئيلة مخبئة لتضعفه .

وعندما حفر التيتانيوم أخيراً بشكل نقي تحول إلى معدن مشير للدهشة. فهو لا يتشتم على الإطلاق ، ولكنه قابل للسحب وجاف . وهو يقاوم التأكل بالذات. عندما تضاف إليه كمية صغيرة جداً من البالاديوم . أى أنه إذا ما سحب رطل من التيتانيوم في شكل قضيب طوله قدم ، يمكنه أن يتحمل ثقلاً أكبر من رطل من صلب مسجوب على شكل قضيب طوله قدم . ولما كان التيتانيوم أخف من الصلب ، فالرطل من التيتانيوم يمكن أن يصنع قضيباً أسمك من رطل الصلب . والتيتانيوم خفيف جداً أيضاً : إنه $\frac{2}{5}$ وزن الصلب فقط ولكنه ضعف وزن الألومونيوم .

وباختصار فلقد أصبح التيتانيوم فاتناً فجأة . وتعمل الصناعة الآن بجنون لتعثر على طرق أفضل لإنتاج أكثر وأكثر من التيتانيوم . وهناك كل الأسباب لأن تتوقع أن هذا المعدن المهمل « والغير مفيد » سيصبح في يوم ما تالياً للحديد والألومونيوم وحدهما في الأهمية . وفي النهاية فهو يجمع بين الخفة والقوة ولا يمكن لأحد أن يطلب أكثر من ذلك .

أنواع من الصلب أكثر صلابة :

والعناصر التي تحت التيتانيوم في الجدول الدوري وفي الصف الذي على يمينه تشبه في عدة أوجه ولكنها ليست شائعة مثله .

فهناك معدن يدعى « الزيركون » يوجد أحياناً في شكل شفاف ويمكن أن يستخدم كالجواهر الثمينة . ويمكن أن تشتري الزيركونات بسعر رخيص تماماً وهي تشبه الماس إلى حد كبير . وقد اشتق الزيركون اسمه من كلمة فرنسية مشتقة من الكلمة البرتغالية التي اشتقت من كلمة عربية مشتقة عن كلمة فارسية تعنى « لون الذهب » لأن بعض الزيركونات صفراء اللون .

وفي عام ١٨٢٤ عزل برزيليوس معدناً جديداً من الزيركون ، سماه زيركونيوم ،
رغم أنه في تاريخ مبكر قبل سنة ١٧٨٩ كان « كلابروث » قد قرر أن هناك معدناً
جديداً في هذا المكان . (الزيركون هي ساليكات الزيركونيوم) . والزيركونيوم ،
العنصر رقم ٤٠ ، منتشر بنسبة ١ من ٣٠ من درجة انتشار التيتانيوم ، ولكنه أكثر
شيوعاً بعشر مرات من الرصاص . وهو مثل التيتانيوم صلب وهش عندما لا يكون
نقياً ، وقابل للسحب عندما ما يكون نقياً . ويستخدم « الفيروزيركونيوم » وهو سبيكة
حديدية تحتوي على ٢٠٪ من الزيركونيوم ، ككناس .

ويستخدم كل من الزيركونيوم والتيتانيوم في الجراحة في عمليات إصلاح العظام ،
فأكسيد الزيركونيوم (الذي يحتوي جزئته على ذرة من الزيركونيوم وخرتين من
الأكسجين) يدعى أحياناً بالزيركونيا - وهو يكسر الضوء ويستخدم لطلاء الأفران .
ويمكن أن يستخدم أيضاً مكان أكسيد القصدير الأعلى ثمناً كإداة صاقلة في عمل
« المينا » . وعندئذ أيضاً يمتص أكسيد الزيركونيوم أشعة إكس بشدة . وهو غير
سام ، ولذلك يمكن أن يستخدم ككهرتات الباريوم (انظر الفصل ١٤) في دراسة
القناة الهضمية . و ليس هذا كل شيء . فعندما يسخن ، يصدر أكسيد الزيركونيوم
ضوءاً أبيض حتى إنه من الممكن استخدامه كنوع من الضوء الصناعي (انظر الفصل
١٣) لتكبير الصور السينمائية مثلاً . وله أيضاً قدرة على مقاومة التغيرات في الحرارة
مثل الكوارتز ، ويمكن لهذا السبب أن تصنع منه بواتق جيدة للعمل . ولذلك نجد
أن أكسيد الزيركونيوم مادة شاملة النفع حقاً .

وحيثما يوجد الزيركونيوم فغالباً ما تجد أيضاً حوالي ١٪ أو ما إلى ذلك من
العنصر الذي يليه مباشرة في الجدول الدوري . (وفي الواقع لم يحصل إلا منذ بضع
سنوات فقط على الزيركونيوم نقياً دون العنصر المرافق) . ولقد شك الكيميائيون

في وجود هذا العنصر بفضل الجدول الدوري . وفي عام ١٩١١ أعلن كيميائي فرنسي أنه قد اكتشف العنصر الذي يملأ الفراغ التالي للزيركونيوم وسماه السكيتيوم نسبة للشعب السكتي الذي عاش في فرنسا في زمن لرومان . ثم اتضح أن هذا الاكتشاف غير صحيح .

ومع ذلك ، ففي عام ١٩٢٢ ، اكتشف كيمائي مجري هو « جورج فون هيفسي » وعالم طبيعة هولندي يدعى « ديريك كوستر » (وكانا مختبران ، في كوبنهاجن ، زيركوناً حصلوا عليه من التروبيج) اكتشفاً نهائياً هذا العنصر الجديد . واتخذ اسميه « الهافنيوم » Hafnium نسبة إلى شكل لاتيني من اسم كوبنهاجن . ويعتبر الهافنيوم دائماً عنصراً نادراً جداً ولكنه في الواقع أكثر انتشاراً من الرصاص بنسبة ٥٠ / ١ : إنه العنصر رقم ٧٢ .

ولا يدعو التأخير في اكتشاف الهافنيوم لمدة قرن كامل بعد الزيركونيوم إلى الدهشة . فلا يكاد يوجد عنصران في كل القائمة متشابهين مثل الزيركونيوم والهافنيوم ، ولقد كان العثور على قدر ضئيل من أحدهما في كمية محدودة من الآخر مهمة شاقة . ولقد كان ذلك يعني أيضاً أنه إذا ما كان الزيركونيوم أو مركب الزيركونيوم مفيداً لسبب ما فإنه يمكن استخدام الهافنيوم أو مركبات الهافنيوم المشابهة في نفس الغرض . ومع ذلك ، فالهافنيوم لأنه أكثر ندرة ، فهو أكثر تكلفة من الزيركونيوم .

ولقد اكتشف العنصر التالي للتيتانيوم مباشرة من اليمين في الجدول الدوري بواسطة كيميائي سويدي هو « ن. ج. سفستروم » عام ١٨٣٠ ، وسماه بالفاناديوم (العنصر رقم ٢٣) نسبة إلى إلهة إسكندنافية قديمة تدعى « فاناديس » . وهو في درجة انتشار الزيركونيوم .

ويستخدم التيتانيوم والزرنيخ كونيوم والفاناديوم في سبائك الصلب . وصلب الزرنيخ كونيوم صلد ولا يمتزجه الرصاص . وصلب الفاناديوم (الذي يحتوي على الكروم أيضاً) في غاية المرونة ، فمن الممكن أن يتلقى الصدمات دون أن يشوه . ويستخدم صلب الفاناديوم لذلك في الزنبركات ومحاور العجل أو عريش كرنك العربات أو عريش سجلة القيادة . وعندما يضاف التيتانيوم إلى أنواع الصلب يمدّها بالقوة ومقاومة البلى . ومثل هذه السبائك تستخدم في قضبان السكك الحديدية .

وقد اكتشف العنصر ان التالين تحت الفاناديوم في الجدول الدوري في نفس الوقت تقريباً . فقد درس كيميائي إنجليزي يدعى « شارلس هانتشت » معدناً أرسل إلى إنجلترا من كونكتيكت بواسطة أول حاكم لها في القرن السابع عشر . وقد قرر في عام ١٨٠١ أنه يحتوي على معدن جديد سماه « الكولومبيوم » نسبة إلى كولومبيا : الإسم الشعري للولايات المتحدة والمشتق من كريستوفر كولومبوس . وفيما يختص بأصل المعدن فهو اسم مناسب ولكنه لا ينطبق .

ولقد اكتشف الكيميائي السويدي « أندريه ج. إكبرج » العنصر رقم ٧٣ والذي سماه « التانتالم » نسبة إلى الشخصية الخرافية اليونانية « تانتالوس » الذي عوقب في هايدز بأن غمر حتى ذقنه في الماء دون أن يسمح له بأن يشرب منه (ومن هنا الكلمة الإنجليزية تانتاليز بمعنى عذب) . والعلاقة هي أن التانتالم ، حتى إذا ما وضع في حمض ، لا يتحد معه .

ولقد كان هناك ثمة تساؤل في البداية عما إذا كان الكولومبيوم حقاً معدناً منفصلاً أم أنه مجرد شكل آخر من التانتالم . وفي عام ١٨٤٤ أثبت كيميائي يدعى « هنريك روز » نهائياً أن الكولومبيوم عنصر منفصل وسماه « بالتيويوم » نسبة

الشخصية الخرافية اليونانية التي تدعى نيوبى، ابنة تانتالوس . ورغم أن « النيوبيوم » قد ووفق عليه كالأسم الرسمي للعنصر رقم ٤١ ، فقد جرت العادة في الولايات المتحدة بأن يسمى الكولومبيوم .

وأكاسيد الفاناديوم والنيوبيوم والتانتالم جميعها لها درجات انصهار عالية، ولذلك يمكن أن تعتبر « أرضية » . أما محاليل هذه الأكاسيد فتشكل أحماضاً ضعيفة لدرجة أنها تسمى « الأحماض الأرضية » . والمعادن نفسها تسمى المعادن الأرضية الحمضية . (تذكر أن السكاسيوم وأقاربه هي المعادن الأرضية القلوية) .

والنيوبيوم والتانتالم كلاهما معدن خامد ويمكن أن يستخدم ليحل محل البلاتين في بواتق المعامل وغيرها من تلك الأدوات المماثلة . والتانتالم أفضل من البلاتين من بعض الأوجه . فهو أكثر مقاومة للأحماض . فينصهر عند درجة حرارة أعلى (٢٩٩٦ °م) . وقد استخدم مرة في صناعة فتائل الضوء الكهربائي ، ولكنه استعيض عنه الآن بالولفرام . وعندما يضاف النيوبيوم إلى الصاب غير القابل للصدأ، فهو يحسن من مقاومته للتآكل . أما كريد النيوبيوم ، وكريد الزيركونيوم وكريد التنجستن وكريد التانتاليوم فجميعها مواد صلبة جداً يمكن استخدامها ككشطات .

ويستخدم التانتاليوم أيضاً لعمليات الإصلاح في الجسم ، كما في صحنائف الجمجمة لأنه (مثل الزيركونيوم والتيتانيوم) لا يتأثر بسوائل الجسم .

وربما يعطى التانتاليوم والزيركونيوم ضوءاً عند الاشتعال أكثر من الماغنسيوم . وهذا يناسب التصوير الفوتوغرافي بالضوء الصناعي — ولكنه بالطبع أكثر تكلفة من الماغنسيوم ، الأمر الذي يجعله غير شائع الاستعمال .

والتاتاليوم والنيويوم هما المادتان اللتان تصنع منهما الأملاك الدقيقة للسكريوترون (التي أشرنا إليها في الفصل الرابع) . وتصبح بعض سبائك النيويوم عالية التوصيل عند درجات الحرارة الأعلى أكثر من أى مادة أخرى معروفة لأنها عالية التوصيل « انظر الفصل الرابع » عند درجات الحرارة حتى عند ١٨ فوق الصفر المطلق .

رقم ٥ ، وهو ايس حتى معدناً . إنه أحد المواد الثلاث الغير المعدنية التي تركناها
لنناقشها فيما بعد . وتشبه ذرة البورون ، ربما نظراً لحجمها الصغير ، ذرة الكربون
أو السليكون أكثر مما تشبه ذرة الألومنيوم .

فالبورون مثلاً أسود وصلد جداً ودرجة انصهاره ٢٣٠٠ م . ومن هذه الناحية
فهو يشبه الكربون . ومثل السليكون ، فهو بشكل ، مع الكربون ، مركباً
يشبه كريد السليكون في صلابته . ولقد ظن بعض الناس أن هذا المركب ، كريد
البورون (الذي يحتوي جزيئه على ٤ ذرات من البورون وذرة من الكربون) ،
أصلب من الماس نفسه ، ولكن الأرجح أن الأمر ليس كذلك . ولكن في عام
١٩٥٦ حضر نوع خاص من « نيتريد البورون » وهذا على الأرجح في نفس
صلابة الماس وربما أكثر صلابة . قدراته مرتبة مثل ذرات الكربون في الماس ،
بالتبادل مع ذرات البورون والنيتروجين . ومن الممكن أن يسخن إلى درجات من
الحرارة أعلى من الماس لأن الماس يحترق بينما لا يحترق نيتريد البورون .

وللبورون علاقة أكثر من ذلك بالصلابة . فإذا أضيفت كميات ضئيلة منه
إلى الصلب ، حتى لو كانت صغيرة لدرجة جزء في العشرة آلاف ، فإنها تقوى
الصلب بشكل ملحوظ .

والمركب المؤلف من البورون والفوسفور ، الذي يحتوي جزيئه على ذرة من
كل منهما يسمى « فوسفيد البورون » : ومن الممكن أن يستخدم كترانزستور
(أنظر الفصل ١٧) عند درجات الحرارة العالية التي يمكن أن تتلف الترانزستورات
العادية المصنوعة من السليكون أو الجيرمانيوم .

ويشبه البورون الكربون أيضاً في تشكيل سلسلة من المركبات المعقدة مع

الإيدروجين . وتستخدم « ثاني هيدرات البورون » الآن لإضافة قوة أكثر إلى الجازواين . وهي تعتبر أيضاً بشكل عام أحسن الأشياء التي في متناول اليد للاستخدام في الوقود الشديد المطلوب في الصواريخ الضخمة ، وفي كل مجال . فالبورون هو مثل آخر من الأمثلة على العناصر التي تشبه عناصر المجموعة الملاصقة أكثر مما تشبه مجموعتها هي .

ويشبه « أكسيد البورون » (الذي يحتوي جزيئه على ذرتين من البورون وثلاث ذرات من الأكسجين) ثاني أكسيد السليكون في بعض الأوجه . فمن الممكن أن يصهر مع ثاني أكسيد السليكون لتكوين « زجاج البوروسايكات » . ولا يتمدد زجاج البوروسايكات أو يتقلص بنفس درجة الزجاج العادي ، ولذلك فهو لا ينكسر عند انتقاله من درجة حرارة منخفضة إلى درجة أعلى أو العكس . ومن هذه الناحية فهو ليس في جودة الكوارتز ، ولكن صناع الزجاج يجدون من الأسهل العمل به . ولهذا السبب فمنتجات البوروسايكات أرخص من منتجات الكوارتز . والإسم التجاري الشائع لهذا النوع من الزجاج هو « البيركس » . ومعظم المطابيح في هذه الأيام بها أوان للطهو من البيركس من مختلف الأنواع . ومثل هذه الأواني يمكن أن تسخن مباشرة على لهب الغاز أو على البسخان الكهربائي . ويمكن أن تؤخذ زجاجات الأطفال (البزازات) المصنوعة من سايكات البورون من التلاجات وأن تسخن مباشرة .

وفي المعامل الكيميائية أيضاً نجد زجاج سايكات البورون مفيداً جداً . فعظم زجاجات المعامل ودوارقه مصنوعة اليوم من البيركس . وسمرة التلسكوب ذي الـ ٢٠٠ بوصة الموجود في مرصد « بالومار » مصنوعة من نوع من زجاج البيركس .

ومن الممكن إنتاج ألياف رقيقة من زجاج البيركس هي صوف الزجاج ، كما
لو كانت قطعاً . ومن الممكن ، « كزجاج ليفي » ، أن تنسج في شكل قماش مضاد
للنيران .

وأفضل مركبات البورون المعروفة « البوراكس » ، واسمه الكيميائي رابع
بورات الصوديوم (ويتكون جزيئه من ذرتين من الصوديوم ، وأربع ذرات من
البورون وسبع ذرات من الأكسجين) . ولقد عرف منذ وقت طويل . ولقد اشتق
اسم « بوراكس » في الأصل من اللغة الفارسية . فعندما فصل كيميائيان فرنسيان
ها « ج . ل . جاي لوساك » و « ل . ف . ثنارد » البورون الغير النقي لأول مرة
عام ١٨٠٨ ، اشتقا اسمه من اسم هذا المركب المؤلف . ولذلك فكل من البورون
والزيركو نيوم له اسم يدين به للغة الفارسية . ولم يحصل على بلورات نقية للبورون
حتى عام ١٩١٠ .

ويستخدم البوراكس كإسبر للماء . فهو يتحد مثل كربونات الصوديوم مع
مركبات الكالسيوم أو الماغنسيوم أو الحديد التي قد تكون ذائبة في الماء ، مكوناً
مركبات غير قابلة للذوبان ، تبقى في الماء ، وتصبح غير ضارة . وهو يستخدم أيضاً
لتحضير دهان الخزف ذي درجة الانصهار المنخفضة اللازم في صناعة الصيني
والطلاء الخارجي ويمكن أن يستخدم ككذيب (أنظر الفصل ٧) في عمليات
الاصق واللحام .

وأفضل مصادر البوراكس بعض البحيرات الجففة . ومنذ عدة أعقاب ، كان
وادي الموت في كاليفورنيا أحسن مصدر . وكانت العربات التي تجرها المجموعات
المشهورة المكونة من عشرين بغلاً - عشرة أزواج من البغال مربوطة في طابور
طويل - تذهب إلى هناك لنقله . واليوم تعتبر بعض البحيرات الجففة الأخرى في

كالتورنيا مصادر أفضل . ولهذا السبب وضعت البورون تحت عنوان « عنصر الصحراء » في عنوان هذا الفصل .

وأكسيد البورون هو أحد مركبات البورون المألوفة الأخرى (ويحتوى جزيئه على ثلاث ذرات من الإيدروجين وذرة من البورون وثلاثة من الأكسجين). إنه حمض ضعيف لدرجة أنه يجب عدم اعتباره هو الآخر حمضاً على الإطلاق . إنه مضاد ضعيف للحيويات ، وهو يذوب أحياناً في الماء ويستخدم كفضيل للعين . وإذا كانت الأنسجة الرقيقة للعين تستطيع أن تتحملة ، فيمكنك أن ترى كم يستحب أن يكون حمضاً ضعيفاً .

إن البورون من العناصر التي لا بد من وجودها في النبات بكميات قليلة . ومع ذلك فلا يبدو أن الحيوانات في حاجة إليه .

النبؤات وخلد الماء .

يقع تحت الألومنيوم مباشرة في الجدول الدوري عنصر يستخدم كثال آخر على القوة النبؤية للكيميائي الروسي « مندليف » . ففي عام ١٨٧١ أشار إلى المكان الفارغ تحت الألومنيوم وتنبأ بخواص العنصر (سماه إكالا الألومنيوم) الذي سيملاً هذا الفراغ . وعندما اكتشف الكيميائي الفرنسي « ب. أ. لبيكرك دي بواسبودران » العنصر رقم ٣١ في عام ١٨٧٥ ، ثبت أن « مندليف » كان مصيباً . ولقد سمي العنصر « بالجاليوم » ، من « جاليا » ، الإسم الروماني للبلاد التي تدعى الآن فرنسا .

وللجاليوم درجة انصهار منخفضة معتادة ٣٠°م (٨٦ فهرنهايت) وهو لذلك سائل في اليوم الصيفي الحار ، ويمكن أن تنصهر الكتلة في يدك حيث أن درجة

حرارة الجسم هي 37°C . ويغلي الجاليوم عند 1600°C . ويعتقد بعض الناس أنه يمكن أن يصلح سائلاً جيداً للترموترات ذات درجات الحرارة العالية . فالزئبق لا يصلح لدرجة الحرارة الأعلى من 350°C لأنه يغلي عند هذه الدرجة .

والعنصران اللذان تحت الجاليوم هما الإنديوم ، رقم ٤٩ والثاليوم رقم ٨١ . وقد اكتشف الإثنان بواسطة مقياس الطيف . ففي عام ١٨٦٣ لاحظ كيميائيان ألمانيان هما « فرديناند راينج » و « تيودور رشتير » ، داخل لمب طيفي خطأً ملوناً جديداً لا ينتمي لأي عنصر معروف حينذاك . ولأن لون الخط كان أزرق بلون النيلة ، فلذلك أطلقوا على العنصر الجديد إنديوم . ويطلق الإنديوم على الفضة أحياناً لمنع التآكل . إنه أحد المعادن الأكثر ليونة ، ويمكن أن يقطع بسهولة بواسطة السكين .

وقبل ذلك في عام ١٨٦١ ، لاحظ عالم بريطاني أيضاً هو « سير وليام كروكس » خطأً جديداً في الذهب الطيفي . ولما كان هذا الخط أخضر فقد سمى العنصر بالثاليوم من الكلمة اليونانية « براءم التين » .

والثاليوم عنصر غريب الأطوار . فهو يشبه عديداً من العناصر الأخرى التي أطلق عليها الكيميائيون « خلد الماء » في الجدول الدوري (وخلد الماء هو حيوان أسترالي له فراء مثل الثدييات ولكنه يبيض مثل الطيور والزواحف ، وله منقار وقدم وذو غشاء بين الأصابع مثل البطة ، ولكنه يقفز على رجليه الخلفيتين مثل الديك . والمنقار سام مثل ناب الحية) . والثاليوم ليس شيئاً في الواقع مثل هذه ، ولكنه مبيء للدرجة الكافية لإرباك الكيميائيين . فهو كالرصاص لين وثقيل وينصهر عند درجة حرارة منخفضة . ومركباته سامة مثل مركبات الرصاص (فكبريتات الثاليوم التي تحتوي على ذرتين من الثاليوم وذرة من الكبريت وأربع ذرات من الأكسجين في

الجزء ، تستخدم كم للنعلم . وأحد الأعراض المبكرة . للتسمم بالتاليوم هي تساقط الشعر . ولكن التاليوم يكون أكسيداً يشبه أكسيد النجيز والألومنيوم أكثر مما يشبه أكسيد الرصاص . كما أنه يشكل مركبات أخرى تشبه مركبات الصوديوم والبوتاسيوم ، والعناصر التي لا تقرب منه إطلاقاً في الجدول الدوري .

وإذا ما خلط جزء من التاليوم مع أحد عشر جزءاً من الزئبق ، فالخليط لا يتجمد حتى يصل درجة حرارة ٦٠° م تحت الصفر . وأعتقد أن هذه هي أدنى درجة تجمد سجلت لأي معدن أو خليط من المعادن .

الفصل الثاني والعشرون

اليتريوم العنصر الاسكنديناوي

The diagram shows a simplified periodic table. The d-block (transition metals) is highlighted in black. The f-block (lanthanides and actinides) is shown as a separate row below the d-block, with the Lanthanum series (atomic numbers 57-71) highlighted in black. An arrow points from the position of Yttrium (atomic number 39) in the d-block to the Lanthanum series in the f-block.

إكتشاف الجدول الدوري :

في عام ١٧٩٤ وجد رجل يدعى « ج . جادواين » ، وهو مواطن من فنلندا ، نوعاً جديداً من المعادن في السويد بالقرب من مدينة صغيرة تسمى « يتربي » . ولقد سماه « يتربا » (١) . وقد ثبت أن هذا المعدن يحتوي على عنصر جديد كان من الطبيعي تماماً أن يدعى يتريوم (٢) . إنه العنصر رقم ٣٩ .

yttria (١)

yttrium (٢)

ومع ذلك فالقصة لا تنتهي هنا . فقد جعلت الأبحاث التالية الأمر محاطاً بالغموض لبعض الوقت . وفي عام ١٨٤٣ وجد كيميائي يدعى « ك. ج. موساندر » أن اليتريا يمكن أن ينفصل إلى ثلاثة أجزاء ذات خواص كيميائية مختلفة إلى حد ما . ولقد استمر في تسمية أحد الأجزاء باليتريا ^(١) . وسمي الجزئين الآخرين « بالتريا ^(٢) » « والإريا ^(٣) » وكلا الإسمين مشتق من إسم المدينة الصغيرة « يتربي ^(٤) »

وبعد ذلك ، وعماماً بعد عام ، بدأ الكيميائيون ، الواحد بعد الآخر ، يجهون عناصر جديدة في هذه المعادن وفي معادن مشابهة . وفي النهاية اكتشفت سلسلة من خمسة عشر عنصراً ، ذات أرقام من ٥٧ إلى ٧١ .

وكل هذه العناصر متشابهة : ولها جميعاً نفس الخواص الكيميائية تقريباً . وأسوأ من ذلك ، يبدو أنها تنتمي جميعاً إلى نفس المكان في الجدول الدوري . وسلو كها يدل على أن كلاً منها يجب أن يوضع مباشرة تحت « اليتريوم » .

ومن الطبيعي أن ذلك أربك الكيميائيين وأرهقهم . فقد قلبت هذه الميزات الجدول الدوري رأساً على عقب ، وهو الجدول الذي كان يعمل بشكل طيب قبل ذلك . ولحسن الحظ ، فمذ عام ١٩٠٠ ، تعلم الكيميائيون قدراً مناسباً عن التركيب الداخلي للذرات . وأخيراً اتضح السبب الذي يؤدي إلى تشابه هذه العناصر بحيث نستطيع تحديد مكان خاص لها في الجدول الدوري بطريقة عامة جداً . وهذا هو التفسير : تحتوي الأجزاء الخارجية من الذرة على أجزاء دقيقة (أدق من الذرات

Yttria (١)

Terbia (٢)

Erbia (٣)

Ytterby (٤)

نفسها) تسمى «الإلكترونات». وعدد الإلكترونات في ذرة العنصر المحدد يساوى رقم ذلك العنصر. فالإتريوم مثلاً، وهو العنصر رقم ٣٩، يحتوى على ٣٩ إلكترونات في كل ذرة. وعندما نسير عبر الجدول الدورى من العنصر رقم ١ (الإيدروجين) تضاف إلكترونات جديدة إلى الجزء الخارجى المتطرف للذرة. وتعتمد الخواص الكيميائية للعنصر على ترتيب هذه الإلكترونات الخارجية المتطرفة.

وعندما نصل إلى العنصر رقم ٥٧، ولأسباب معقدة جداً إلى حد ما للدرجة أنه لا يمكن شرحها هنا، تضاف إلكترونات جديدة، لا إلى الجزء الخارجى المتطرف من الذرة، وإنما إلى الأجزاء الداخلية. ويبقى ترتيب الإلكترونات الخارجية كما هو لكل العناصر المرقمة من ٥٧ إلى ٧١.

إن ترتيب الإلكترونات الخارجية هو الذى يحدد أين يجب أن يوضع العنصر فى الجدول الدورى. والعناصر من ٥٧ إلى ٧١ تبدو كما لو كانت جميعاً تنتمى إلى نفس المكان لأن ترتيب إلكتروناتها الخارجية متشابه. أما ترتيب الإلكترونات الداخلية فيختلف طبعاً. ولكن هذا لا يؤثر كثيراً ما دعنا نبحث الخواص الكيميائية.

ولذلك نجد حالة تشبه مجموعة من ١٥ أسرة تعيش فى ١٥ منزلاً متشابهاً بضاحية عامرة. وكانت المنازل كلها متماثلة. وكان لا بد أن تكون قطع الأرض متشابهة بنفس الكيفية. وكانت الأسر تبدو جميعاً متماثلة فى حنن الحال. وكانت الطريقة التى توثق بها المنازل مختلفة من أسرة لأخرى. ولكن هذا الاختلاف لا يتضح بمجرد النظر إلى المظهر الخارجى للمنازل. فالتأثير يشبه الإلكترونات الداخلية. وكل ما تراه من الأشياء الخارجية يشبه «الإلكترونات الخارجية».

المتطابقات^(١) (التوائيم) :

ذكرنا فيما سبق أن الكيمياءيين الأوائل أسموا مركبات الأكسيجين مع بعض المعادن « بعناصر الأرض ». فأكسيد الكالسيوم وأكسيد الماغنسيوم هي « عناصر الأرض القلوية » ، بينما أكسيد التاناديوم^(٢) وأكسيد التانتاليوم هي^(٣) « عناصر الأرض الحامضية » . ولقد سميت أكسيد العنصر الجديد في يتريا أيضاً عناصر أرضية - « عناصر الأرض النادرة » ، لأنها أقل شيوعاً من أكسيد الكالسيوم وأكسيد الماغنسيوم . ولذلك تسمى العناصر نفسها بعناصر الأرض النادرة .

وكل هذه العناصر إذا ما أخذت مجتمعة أكثر انتشاراً من النحاس أو الرصاص . وبعض أعضاء السلسلة أكثر انتشاراً من القصدير . ولكن البعض الآخر نادر فعلاً . وحتى النادر منها مع ذلك ، أكثر انتشاراً من الذهب والبلاتين .

وتسمى ثلاثة من هذه العناصر كما سبق نسبة إلى « يتربي » وهذه هي التيربيوم^(٤) رقم ٦٥ ، والإيريوم^(٥) رقم ٦٨ ، واليتريوم^(٦) رقم ٧٠ . ولقد اكتشف التيربيوم والإيريوم « مون ساندر » عام ١٨٤٣ من تلك الأجزاء من أرض يتريا التي سماها الأربيا والإيريا ، بينما اكتشف اليتريوم « ج . ك . ج . دي مارنيك » عام ١٨٧٨ .

The Identicals (١)

Vanadium (٢)

Tantalium (٣)

Terbium (٤)

Erbium (٥)

Ytterbium (٦)

وهناك شيء درامى تقريباً حول هذا الموضوع. فليس هناك عنصر مسمى نسبة لمعظم مدن العالم الكبيرة. فلا يوجد عنصر مسمى نسبة إلى لندن أو نيويورك أو موسكو أو طوكيو أو شانغهاي أو برلين أو بوينس آيرس. والمؤكد أن هناك عنصراً واحداً مسمى « نسبة لباريس »، ولكن بعد تحوير طويل في اسمه. ومع ذلك فنحن نجد ما لا يقل عن أربعة عناصر هي الييتريوم، واليتريوم، والتريوم، والإيريوم وكلها مسماة نسبة إلى مدينة سويدية مجهولة لم يسمع عنها أحد خارج زمانها من قبل.

وهناك عنصران آخران من السلسلة النادرة لهما أسماء مشتقة من أماكن إسكندنافية. ففي عام ١٨٧٩ اكتشف كيميائى يدعى «ب. ت. كليف» هذين العنصرين وسمى العنصر رقم ٦٧ « الهولميوم »^(١) نسبة إلى ستوكهولم عاصمة السويد، وسمى العنصر الآخر رقم ٦٩ « الثوليوم »^(٢) نسبة إلى « الثيول »^(٣) وهو اسم قدم لأراض سحرية في أقصى الشمال.

واكتشف « مارنيك » في عام ١٨٨٠ العنصر رقم ٦٤ وسماه « جادولنيوم »^(٤) نسبة لجادولين الفنلندى الذى اكتشف « ييتريا » لأول مرة. وبذلك فحوالى نصف العناصر النادرة لها أسماء ذات روابط إسكندنافية ومن أجل هذا سميت « الييتريوم » بالعنصر الإسكندنافى فى عنوان الفصل.

وبالمناسبة، فالجادولنيوم قابل للمخطة بشكل ضئيل لدرجة غير عادية. إنه العنصر

Holmium (١)

Thulium (٢)

Thule (٣)

Gadolinium (٤)

الوحيد صاحب هذه الخاصية إلى جانب الحديد والنيكل والكوبالت . ولا يوجد ما هو قابل للمقارنة من العناصر النادرة الأخرى .

ومن الطبيعي أنه ما دامت العناصر النادرة متشابهة لدرجة كبيرة ، فقد صادف الكيميائيون قدراً كبيراً من الصعاب في فصلها عن بعضها . (فأنت تعرف الصعاب القائمة في تمييز التوائم عن بعضها والملاحظ الذي يمكن أن يحدث ، فعليك أن تتخيل عشرة توائم متشابهة)

ولقد وصل الكيميائيون ، لأنهم بشر ، إلى حالة من الضجر . ولقد سمي العنصر رقم ٥٧ ، الذي اكتشفه « مونسندر » عام ١٨٣٩ ، « لانتانم »^(١) من الكلمة اليونانية التي تعني « يغطي » . ولقد كان « ليكوك دي بواسبودران » أكثر صراحة ، فعندما اكتشف العنصر رقم ٦٦ عام ١٨٨٦ سماه « بالديسبروسيوم »^(٢) من الكلمة اليونانية التي تعني « من الصعب الوصول إليه » .

واللانتانم هو أول العناصر النادرة ، وهو صاحب أدنى رقم . ولهذا السبب ، تدعى العناصر النادرة أحياناً باللاثانيدات . واللانتانم هو أحد العناصر النادرة الأكثر شيوعاً ، وهو يشبه الحديد كثيراً في المظهر .

مزيد من المتطابقات (التوائم) :

اكتشف « ا . فون ولسباخ » سنة ١٨٨٥ العنصرين رقم ٥٩ و ٦٠ وأطلق على العنصر ٥٩ اسم « براسوديميوم »^(٣) نسبة إلى الكلمات اليونانية التي تعني

Lanthanum (١)
Dysprosium (٢)
Praseodymium (٣)

«التوأم الأخضر» ، لأنه يكون مركبات ذات لون أخضر . وأطلق على العنصر رقم ٦٠ اسم « نيوديميوم »^(١) ، وهو مشتق من الكلمات اليونانية التي تعني « التوأم الجديد » . وكلمة توأم في هذين الإسمين تظهر التشابه بين العنصرين وصعوبة التفريق بينهما . ويعتبر النيوديميوم ، مثله كمثل اللانثانم ، من العناصر النادرة المعروفة .

وقد اكتشف « ليسكوك دي بواسبودران » سنة ١٨٧٩ العنصر رقم ٦٢ في معدن روسي كان يسمى « سمارسكيت » نسبة إلى اسم أحد رؤساء منجم روسي كان يدعى سارمارسكي . لذا أطلق المكشف على العنصر الجديد اسم « ساماريوم »^(٢) تخليداً لذكراه .

ولم تكتشف بعض عناصر الأرض النادرة إلا بعد سنة ١٩٠٠ ، فقد اكتشف « يوجين ديماركاي » العنصر رقم ٦٣ الذي أطلق عليه اسم « أوروبيوم »^(٣) نسبة إلى أوروبا . وفي سنة ١٩٠٧ اكتشف « ج . أوربان » العنصر رقم ٧١ الذي أطلق عليه « لوتيتيوم »^(٤) الإسم القديم الروماني لمدينة باريس .

وأكثر هذه العناصر الأرضية انتشاراً هو العنصر رقم ٥٨ . فقد كان أول ما اكتشف في هذه السلسلة . وقد كُشف « كلابروث » و « برزيابوس » هذا اللغز سنة ١٨٠٣ وأطلقا على العنصر اسم « سيريوم »^(٥) نسبة إلى كوكب صغير يسمى

Neodymium (١)

Samarium (٢)

Europium (٣)

Lutetium (٤)

Corium (٥)

« سيرس » الذي تم اكتشافه في السماء قبل ذلك بستين . والسيريوم هو أسهل عناصر الأرض النادرة التي يمكن فصلها عن الأخرى ، لأنه يتمتع بقليل من الخصائص الكيميائية التي لا توجد في غيره . وباستغلال هذه الخصائص يمكن فصله من المخروط .

والسيريوم من الانتشار والسهولة بحيث يمكن تنقيته واستخدامه في بعض الاستعمالات العملية ، فقبل عصر الإضاءة بالكهرباء ، كانت تستخدم غازات الإضاءة أو مصابيح الكيروسين ، وضوءها أغم من المصابيح الحديثة وأكثر صفرة ، بالإضافة إلى تذبذبه . وقد عمد الناس ، لتحسين هذه الأضواء ، إلى أن يضعوا أسطوانة مسامية تسمى « مصباح الغاز » حول اللهب . وينقطع غطاء المصباح بحرارة اللهب بضوء أكثر ثباتاً وأسطع وأبيض من اللهب نفسه . وأكسيد السيريوم هو أحد المواد التي استخدمت في عمل مصباح الغاز ، ويتكون جزيئه من ذرتين من السيريوم وثلاث ذرات من الأكسجين .

ويحترق السيريوم بلهب أبيض ساطع مثل الماغنسيوم . وهذه خاصية مفيدة . ويمكن عمل سبيكة منه ومن الحديد معاً (بنسبة سبعة أجزاء من السيريوم إلى ثلاثة أجزاء من الحديد ، لتكوين « حديد السيريوم » أو معدن « الميتش » (١) وهذا بالألمانية يعني « المخروط » ، لأنه يحتوي فعلاً على كميات صغيرة معينة من عناصر الأرض النادرة الأخرى بالإضافة إلى السيريوم . ويستخدم في ولاعات السجائر لأنه يعطي شرراً أشد حرارة من الحديد أو الصلب بمفرده ، ولذا يسرع إشعال سائل الولاة . وإذا أضيفت فلزات الأرض النادرة إلى الكربون ، تحصل على أضواء القوس الأشد سطوعاً .

وقد ظهرت الحاجة خلال الحرب العالمية الثانية إلى البحث عن طريقة لسرعة فصل العناصر الأرضية النادرة في أبحاث القنبلة الذرية . وقد لجأ الكيميائيون إلى اللدائن المزيلة للأيونات والأملاح .

فلو صبت محاليل محتوية على مركبات من عناصر الأرض النادرة المختلفة على عمود طويل من جسيمات اللدائن ، لالتصقت المركبات المختلفة باللدائن في أماكن مختلفة وبمقادير متفاوتة من الالتصاق . ولو أمكن معالجتها بطريقة سليمة لانفصلت الواحد تلو الآخر . ويمكن فصل كل منها عن الأخرى . والآن وقد نجحت هذه الطريقة الجديدة في فصل عناصر الأرض النادرة بعضها عن بعض ، فستظهر بلا شك استخدامات جديدة للعناصر الأكثر انتشاراً ، مثل السيريوم واللاتانم والنيوديميوم .

وتعرض عناصر الأرض النادرة للبيع صفقة واحدة . وإذا راجعت ثانياً هذا الباب لوجدت أنني لم أذكر العنصر رقم ٦١ . وليس هذا عفواً ولكني سأشرح السبب في الباب القادم .

وما زال هناك عنصر باق يجب الإشارة إليه قبل الانتهاء من هذا الباب . تقع عناصر الأرض النادرة تحت الييتريوم في الجدول الدوري . وهناك أيضاً عنصر يعطوه مباشرة ، وهو العنصر رقم ٢١ ، ويعتبر ثالث عنصر نجح « مندلينف » في التنبؤ بخواصه . وقد اكتشفه « ل . ف . نيلسون » سنة ١٨٦٧ وأطلق عليه اسم « سكانيديوم »^(١) . نسبة إلى سكانيدياوه . وهذه فرصة طيبة لإهاء باب تخصص في « العناصر السكانيديافية » .

نفس العنصر إلى مدى الحياة . وزيادة على هذا فإن هذه العناصر الواحدة والثمانين هي كل العناصر الثابتة التي نعرفها ، ويبدو أنها هي التي يمكن أن توجد على شكل ثابت أو مستقر .

ومع ذلك فهي ليست كل العناصر ، فقد ذكرت في مطلع الكتاب أن مجموعها ١٠٢ عنصراً ، فيتبقى بعد ذلك واحد وعشرون عنصراً ، وجميعها « غير مستقر » ، أي لو تركت أي ذرة من ذرات هذه العناصر بمفردها ، فستغير أجلاً أو عاجلاً إلى ذرة من نوع آخر .

ويعتبر اليورانيوم العنصر رقم ٩٢ من أشهر هذه العناصر الإحدى والعشرين الغير ثابتة وأهمها ، ونعرفه منذ زمن طويل . وقد اكتشفه « كلايبروث » سنة ١٧٨٩ في معدن يعرف باسم « البتشبلند »^(١) ، وأطلق عليه اسم اليورانيوم نسبة إلى الكوكب « يورانوس »^(٢) الذي اكتشف في ذلك الوقت .

ويحتوي البتشبلند على « أكسيد اليورانيوم » ، ويحتوي الجزء منه على ثلاث ذرات من اليورانيوم وثمانى ذرات من الأكسجين . ومن الصعب جداً تنقية اليورانيوم . ويتشابه في هذا مع التيتانيوم والعناصر المشابهة لأنه نشيط جداً ويلتصق بشوائبه . ولم يتم فصل اليورانيوم كفلز حتى إلا سنة ١٩٤٢ عندما زادت الحاجة إليه في أبحاث القنبلة الذرية . والفلز له لون فضي ويقرب في قلمه من الذهب .

ولم يكن هناك أى استعمال يذكر لليورانيوم في المائة عام التي تلت اكتشافه . بل إن البحث الذي دار عن رواسب البتشبلند في تشيكوسلوفاكيا في القرن السادس عشر ، كان يهدف إلى الحصول على الفضة التي بها . وكادت كل الفضة تستنفد

Pitchblende (١)

Uranus (٢)

حوالى القرن التاسع عشر - ولكن البحث استمر لفترة عن الرصاص . وحتى هذا
ترك جانباً . ولم يهتم أحد بمحقيقة وجود اليورانيوم إلا فى الأربعينيات من القرن العشرين .
وبإضافة بعض مركبات اليورانيوم إلى الزجاج تضىف عليه لوناً أصفر فاقماً . وتستخدم
بعض مركبات اليورانيوم فى دهان الصينى - وكانت هذه هى كل استعمالات
اليورانيوم تقريباً ، ولم تكن بالكثير كما ترى . وحتى الكيميائيون لم يهتموا
بالعنصر ، إلا لأن بعض مركباته « تضىء ذاتياً » ، أى أنها تتألق بلون أصفر فى
وجود الأشعة فوق البنفسجية .

وحدث فى عام ١٨٩٦ ، وبمجرد الصدفة ، أن اكتشف عالم فرنسى فى علم
الطبيعة ويدعى « أ . هـ . بكريل » ، أن ذرات اليورانيوم تطلق إشعاعات غريبة
بشكل لم يعرف من قبل (وقد سميت هذه الخاصية فيما بعد النشاط الإشعاعى) ،
وفى الحال أصبح اليورانيوم على درجة كبيرة من الأهمية وبدأ الكثير من الكيميائيين
وعلماء الطبيعة يدرسونه .

وقد وجد أن بعض إشعاعات اليورانيوم مكونة من جسيمات أصغر بكثير حتى
من الذرات ، وقد سميت الجسيمات « دون الذرية » . وتشبه بعض هذه الإشعاعات
أشعة إكس وإن كانت أقوى . وقد مات بعض العلماء بتأثير إشعاعات اليورانيوم
والعناصر المشابهة له قبل أن يدرك الناس مدى خطورة النشاط الإشعاعى .

وقد توصل العلماء إلى معرفة الكثير عما بداخل الذرات . فقد اكتشفوا
أن الذرات تتكون من جسيمات « ذرية » مختلفة الأنواع . واكتشفوا أيضاً
كيفية استخدام هذه الجسيمات الذرية لتحويل نوع من الذرات إلى نوع آخر .
(وتسمى هذه التغيرات بالتفاعلات النووية) . وقد نجحوا فى بناء « مفاعلات
ذرية » لإنتاج طاقة يمكن الاستفادة بها من التفاعلات النووية . كذلك اكتشفوا

طريقة عمل « القنابل الذرية » . وهكذا أصبح لليورانيوم الذي كان عديم الفائدة من أقيم العناصر ، وقطعاً أفضها .

ومن أوائل الأشياء التي اكتشفوها عن اليورانيوم أن ذراته تنقسم طول الوقت . فتطلق كل ذرة يورانيوم - سواء آجلاً أو عاجلاً - بعض الجسيمات « النون ذرية » المكونة لها ، وبقوة كبيرة . والإشعاعات التي اكتشفها « بكريل » ، ما هي إلا هذه الجسيمات الطائرة . وعندما تشع ذرة اليورانيوم فإنها لا تصبح يورانيوم ، بل تصبح نوعاً آخر من النرات .

وقد تتساءل عن استمرار وجود اليورانيوم رغم تحطيم ذراته . والإجابة على هذا السؤال هي أن التحطيم يتم ببطء شديد . وتحطيم ذرة اليورانيوم يتم آجلاً أو آجلاً . وغالباً ما يتم بعد حين ، وغالباً بعد أمد طويل . فتتفصل أكثر من مليون ذرة من كل أوقية من اليورانيوم في الثانية . ولكن هناك بعض النرات متناهية في الصغر ، ويوجد العديد منها في أوقية من اليورانيوم ، ولا بد من مرور ٥ بلايين سنة تقريباً قبل أن تنقص نصف هذه الأوقية من اليورانيوم . وبما أن الأرض تبلغ من العمر ٤ بلايين سنة فعلي ذلك مازال اليورانيوم الأصلي موجوداً بيننا ، وكثير من هذا سيستمر بيننا لسنوات وسنوات أكثر ما لم نستفده في الطاقة الذرية .

« والثوريوم » ، وهو العنصر رقم ٩٠ ، يشابه اليورانيوم في خواصه ، وقد اكتشفه « برزيليوس » سنة ١٨٢٨ في معدن رويجي يسمى « ثورايت » نسبة إلى إسم إله ثوردي قديم يسمى « ثور » . ويحتوي الثورايت على سايكات الثوريوم ، ويحتوي الجزىء منه على ذرة من السليكون وأربع ذرات أكسجين . ويوجد بالولايات المتحدة معدن يحتوي على الثوريوم ويسمى « مونا زيت » ، وهو يحتوي على ثاني أكسيد الثوريوم (المعروف باسم الثوربا) ، ويحتوي الجزىء منه على ذرة ثوريوم وذرتين من الأكسجين .

وقد استخدم ثاني أكسيد الصوديوم في عمل مصابيح الغاز التي سبق ذكرها والتي تتكون من ٩٩٪ من ثاني أكسيد الثوريوم. ولكن نظراً لأن ثاني أكسيد الثوريوم النقي لا يشع إلا ضوءاً ضعيفاً بالتسخين، فيضاف ١٪ من أكسيد السيريوم لزيادة توهج الضوء.

ومع أن هذه المصابيح الغازية قد استبدلت بشكل واسع بالأضواء الكهربائية فإنها مازالت تستخدم في بعض الأماكن. وأكسيد الثوريوم عنيد، فإذا أضيف جزء منه إلى التنجستن، أطال عمر أسلاك الأضواء الكهربائية.

والثوريوم مثل اليورانيوم مشع، وينطلق منه نفس النوع من الإشعاعات، ولو أن الثوريوم يتحطم ببطء أكثر من اليورانيوم ولم يتم تحطيم الثوريوم منذ تكون الأرض.

سلالة العناصر المشعة:

عندما تحطم ذرات اليورانيوم والثوريوم تتحول إلى أنواع أخرى من الذرات. وهذه بدورها، بما أنها مشعة أيضاً، تتحطم بعد ذلك إلى أنواع أخرى من الذرات، وهي مشعة أيضاً. وأخيراً بعد أكثر من اثنتي عشرة عملية، تتكون ذرة ثابتة، وهذه الذرة الثابتة ما هي إلا ذرة رصاص.

ومن بين الذرات التي تتكون في الطريق من اليورانيوم والثوريوم (رقم ٩٢ / ٩٠) إلى الرصاص (رقم ٨٢) توجد كل العناصر التي أرقامها من ٨٤ إلى ٩١. وهي جميعاً عناصر مشعة وغير ثابتة. وزيادة على هذا، فهي تتحطم بسرعة أكبر من اليورانيوم والثوريوم. ولو كانت هذه العناصر من ٨٤ إلى ٩١ قاعة بذاتها حتى بكميات كبيرة، لانتهت في ملايين قليلة من السنين على أكثر تقدير، وانتهى بعضها في أيام معدودات، ولما وجد أي منها حالياً، إذ أن عمر الأرض

يبلغ ٤ بلايين سنة ، طالما لم تتكون إمدادات جديدة مستمرة من اليورانيوم والثوريوم .

وعلى ذلك فمن الطبيعي أن تحتوى المعادن الموجودة فيها اليورانيوم والثوريوم على كميات صغيرة أيضاً من نتاج هذه العناصر . ولهذا السبب ما زال « البتشبند » مشعاً رغم زوال كل اليورانيوم الموجود به .

وقد اشتغل كل من « بير ومارى كورى » (زوج وزوجته كفريق) على البتشبند الذي زال منه اليورانيوم ، وقد حاولا فصل العناصر المشعة المتبقية . ويمكنك تصور مدى هذه الصعوبة عندما أخبرك أن نتاج العناصر المشعة في البتشبند تبلغ أقل من جزء من ثلاثة ملايين . فيحتوى الطن من البتشبند على ١٠٠ تقريباً من الأوقية فقط من المادة التى كانا يبحثان عنها . ومن حسن الحظ كان لديها عربتان محملتان بالخطام الذى يشتغلان عليه . وقد منحتهما الحكومة النمساوية (التى كانت تحكم تشيكوسلوفا كيا فى ذلك الحين) هذه المادة « المدبغة الفائضة » بدون مقابل . وكان عليها أن يدفعها مصاريف الشحن ، وقد كبدها هذا كل ما كانا يمتلكانه من النقود .

وقد نجحنا فى الوصول إلى ما كانا يبحثان عنه ، فقد اكتشفا سنة ١٨٩٨ « البولونيوم ^(١) » وهو العنصر رقم ٨٤ وأطلقا عليه هذا الاسم نسبة إلى موطن « مدام كورى » - بولنده . وفى أواخر نفس العام اكتشفا « الراديوم » ، عنصر رقم ٨٨ ، فى شكل مركب وتوصلوا إلى تحضير فلز الراديوم نفسه سنة ١٩١٠ . وقد اشتق اسمه من الكلمة اللاتينية التى تعنى « شعاع » ، وكلا العنصرين أكثر إشعاعاً من اليورانيوم والثوريوم . وقد استخدمت إشعاعات الراديوم القوية فى

قتل خلايا السرطان في جسم الإنسان . ولكن هذه العملية يجب أن تتم بمنتهى الحرص ، لأن الإشعاعات ذاتها قد تسبب السرطان . ولدنا الآن وسائل حديثة أمينة لاستخدام النشاط الإشعاعي في مثل هذه الأغراض . ومع أن هذه العناصر غير ثابتة إلا أن لها مكاناً في الجدول الدوري مع العناصر الثابتة . والراديوم عنصر أرضى قلوى وهو يشبه كثيراً الباريوم في خواصه الكيميائية ، ويقع مكانه تحت الباريوم مباشرة ، كما يقع البولونيوم تحت التيلوريوم ويشابهه في خواصه الكيميائية .

وعندما تتحطم ذرة الراديوم فإنها تكون ذرة من الرادون ، وهو العنصر رقم ٨٦ ، وهو غاز مشع ويتلاءم مكانه مع عمود الغازات الحاملة في الجدول الدوري تحت الزينون مباشرة . وله كل الخواص الكيميائية التي للغازات الحاملة الأخرى .

واكتشف الرادون كيميائي يدعى « ف . ا . دورن » سنة ١٩٠٠ ، وأطلق عليه اسم « إشعاع الراديوم » . وقد جمع كل من « رامزي ، و « ر . وايتلوجواي » الغاز سنة ١٩٠٨ وأطلقا عليه اسم « نيتون » نسبة إلى كلمة يونانية تعني لامع ، ومع ذلك أصبح الاسم الرسمي سنة ١٩٢٣ هو « رادون » لإظهار أن هذا الغاز مشتق من الراديوم .

واكتشف كيميائي يدعى « ا . ل . دوبييرن » سنة ١٨٩٩ العنصر رقم ٨٩ ، وأطلق عليه اسم « أكتينيوم »^(١) وهو مشتق من الكلمة اليونانية التي تعني « أشعة » . وفي سنة ١٩١٧ أعلن زوجان مختلفان من الكيميائيين (فوردريك سودي ، و ر . ح . ا . كرافستون بإنجلترا ، وأتوهان وليزمنز بألمانيا) اكتشاف العنصر رقم ٩١ . وبما أنه ، عندما يتحطم منتج أكتينيوم فقد أطلقوا عليه « بروكتينيوم »^(٢) .

Actinium (١)

Protactinium (٢)

ومقطع « بروت » في النكلمة اشتق من الكلمة اليونانية التي تعنى « أولا » ،
وبمعنى آخر « فالأكتينيوم » كان قبل ذلك « بروتكتينيوم » .

ويتبع غازان آخران من تحطيم الثوريوم والأكتينيوم (وسأذكر العنصر
الثاني بالتفصيل بعد لحظة) . وقد سما « ثورون » و « أكتينيون » على التوالي ،
وقد اتضح أنهما نوعان من الرادون . ولقد قدمت بعض الاقتراحات بتسمية العنصر
« إيمانون » (من كلمة emanation بالإنجليزية) ، إذ أنهم يتكون من تحطيم الراديوم
فقط مثل الرادون .

ويتبقى بعد ذلك العنصران ٨٥ و ٨٧ وهذان العنصران غير ثابتين بشكل كبير ،
ويتحطمان بسرعة كبيرة حتى لا يتبقى منهما إلا جزء صغير .

الثغرات الأخيرة :

وبعد اكتشاف الرينيوم^(١) سنة ١٩٥٢ لم يبق في الجدول الدوري إلا أربعة
أما كن شاغرة تشغلها العناصر رقم ٤٣ و ٦١ و ٨٥ و ٨٧ . وكان من الواضح أن
العنصرين رقم ٨٥ و ٨٧ مشتقان . وكان من المعتقد أنهما من العناصر غير
الناجثة جداً ولذا فن الصعب الحصول عليهما .

وعلى العكس من ذلك العنصران رقم ٦٣ و ٦١ فإنهما محاطان بعناصر ثابتة ،
ولذلك ظن الجميع أنهما لا بد أن يكونا ثابتين .

ويوجد العنصر رقم ٤٣ فوق الرينيوم مباشرة في الجدول الدوري . وفي
عام ١٩٢٥ أعلن نفس الكيميائي الألماني الذي اكتشف الرينيوم اكتشاف

العنصر رقم ٤٣ ، وهو « إكا مانجنيز »^(١) الذي أشرت إليه مع الرينيوم في نهاية الفصل التاسع عشر. وقد أطلقوا عليه اسم «مازوريوم»^(٢) نسبة إلى منطقة في شرق ألمانيا تسمى «مازوريا». وقد عرفنا الآن أن العنصر ٤٣ غير ثابت ، وزيادة على ذلك بما أنه لم يتكون من أى عنصر آخر فلا يوجد شيء منه في الأرض . وعلى ذلك فلا بد أن الكيميائيين الذين أعلنوا عن اكتشاف المازوريوم قد أخطأوا .

وقد حدث نفس الشيء مع العنصر رقم ٦١ بطريقة مزدوجة ، فقد أعلن بعض الكيميائيين الأمريكان اكتشافه سنة ١٩٢٦ ، وقد أطلقوا عليه «إلينيوم»^(٣) نسبة إلى ولاية «إلينوى» . وقد أعلن بعض الكيميائيين الإيطاليين أنهم أول من اكتشفوه ، وأطلقوا عليه اسم «فلورنتيوم»^(٤) نسبة إلى مدينة إيطالية في فلورنسا . ودأر جدال عنيف حول هذا الموضوع ولا بد أن كلا من هاتين المجموعتين قد أخطأتا لأن العنصر رقم ٦١ أقل ثباتاً من العنصر رقم ٤٣ ولا يوجدان في التربة .

ولكن كيف نعرف كل شيء عن العنصرين رقم ٤٣ و ٦١ إذا لم يوجدان في التربة ؟ لقد نجح عالم بريطاني سنة ١٩١٩ ويدعى «إرنست رذرفورد» في معرفة طريقة تحويل نوع من الذرات حتى الثابت منها إلى نوع آخر وذلك بإطلاق جسيمات «دون ذرية» عليها . وبعضى الوقت أمكن عمل تحسينات كبيرة في هذه العملية ، وزادت مهارة العلماء في تصنيع أنواع جديدة من الذرات .

وحدث بمحض الصدفة أن قام كيميائيان شابان سنة ١٩٣٧ هما «س. بريير»،

eka — Manganese (١)

Masurium (٢)

Illinium (٣)

Florentium (٤)

و « ا . سجرى » بدراسة على عينة من العنصر رقم ٤٢ « موليبدنم الذى سبق أن أطلقت عليه جسيمات دون ذرية ، وقد وجدت فيها ذرات جديدة التكوين لنوع جديد من العناصر ، عنصر لا يوجد فى الأرض . وكان هذا العنصر رقم ٤٣ المجاور للمولبدنم فى الجدول الدورى ، وقد أطلقا عليه اسم « تكنيتيوم ^(١) » وهو مشتق من كلمة يونانية تعنى « صناعى » . وقد أمكن الحصول على كميات منه تكفى دراسة خواصه ، وأصبح التكنيتيوم الاسم الرسمى للعنصر رقم ٤٣ . واختفى المازوريوم وانتهى ، وأصبح التكنيتيوم هو أول « عنصر صناعى » تم صنعه .

وكنا أنتج ثلاثة كيميائيين فى سنة ١٩٤٨ وهم « ج . ا . مارنيسكى » و « ل . ا - جلندنين » و « س . د . كوربل » ذرات العنصر رقم ٦١ وأطلقوا عليه اسم « برومسيوم ^(٢) » نسبة إلى « برومبيوس » المارد اليونانى الذى أحضر النار من السماء لتستخدمه البشرية (ويحتمل أنهم كانوا يفكرون فى نار القنبلة النووية التى هى فى الحقيقة نوع من النار التى تضىء الشمس) وأصبح اسم العنصر الرسمى « برومسيوم » .

وفى ما يختص بالعنصرين رقم ٨٥ و ٨٧ فقد أعلن أحد الكيميائيين فى سنة ١٩٣٠ أنه قد اكتشفها ، وقد أطلق على العنصر رقم ٨٥ اسم « الأباين » ، وعلى العنصر ٨٧ اسم « فرجينيوم » نسبة إلى اسمى ولايتى ألاباما وفرجينيا ، وقد شك فى ذلك معظم الكيميائيين الآخرين .

ويعتبر التكنيتيوم أكثر هذه العناصر جميعاً مقدرة فى التوصيل الكهربائى فى درجات الحرارة المرتفعة (أعلى من الصفر بمقدار إحدى عشرة درجة) ، ولو أن بعض السبائك تھوقه قليلاً (ولكن ليست العناصر النقية) . وبعض مركبات

Technetium (١)

Promethium (٢)

التكنيتيوم والمسامة « بيرتكنيتات » لها المقدرة على منع تآكل الحديد والصلب . ولهذا الغرض يغمر المعدن في محلول البيرتكنيتات فقط . والتكنيتيوم نادر الوجود ومرتفع التكاليف مما جعل هذه الطريقة غير تجارية . ومع ذلك فإن الكيميائيين ما زالوا يدرسون هذه النقطة باهتمام لدراسة المزيد عن مشكلة التآكل .

وفي سنة ١٩٣٩ اكتشفت كيميائية فرنسية تدعى « ما رجريت براى » ، بطريقة قاطعة ، العنصر رقم ٨٧ بين نواتج تحطيم اليورانيوم ، وأطلقت عليه أولا الاسم أكتينيوم « ك » ، ثم أطلقت عليه بعد ذلك اسم « فرانسسيوم ^(١) » نسبة إلى فرنسا . وقد قبل هذا الاكتشاف واستقر اسم « فرانسسيوم » كالإسم الرسمى . وفي السنة التالية سنة ١٩٤٠ أنتج كل من « د . ب . كورسون » و« ك . ر . ما كزى » و« ا . سجرى » العنصر رقم ٣٥ واسموه « أستاتين ^(٢) » مشتقا من الكلمة اليونانية التى تعنى « غير ثابت » ، وأصبح هذا هو الإسم الرسمى لذلك العنصر .

وأصبح كل من الأستاتين والفرانسسيوم عضوين فى مجموعات مشهورة من العناصر . والفرانسسيوم فلز قلوى يتلاءم مكانه فى الجدول الدورى تحت السيزيوم مباشرة . أما الأستاتين فهو هالوجين يتلاءم مكانه فى الجدول الدورى تحت اليود مباشرة .

والأستاتين والرادون هما العنصران الوحيدان غير الثابتين بين اللافلزات . ولذلك ترى أن اسم كل منهما ينتهى بـ « ين » أو « ن » ، وبذلك تنتهى من قائمة اللافلزات التى يبلغ عددها ٢٢ . وقد اكتشف الأستاتين سنة ١٩٤٣ بين نواتج اليورانيوم .

Francium (١)

Astatine (٢)

أعلى من أعلى رقم :

وما أن أتى عام ١٩٤٨ حتى ملئ آخر مكان شاغر في الجدول الدوري . ومع ذلك لم يتوقف اكتشاف العناصر الجديدة واستمر اعتبار اليورانيوم عنصر رقم ٩٢ ، لفترة مائة وخمسين عاماً ، على أنه آخر العناصر . ومع ذلك ، لماذا لا توجد عناصر أرقامها أعلى من ٩٢ ؟

لا يوجد ما يمنع من وجود مثل هذه العناصر . فقد بدأت مجموعة من العلماء الأمريكيين وعلى رأسها العالم المشهور « ج . ف . سيبورج » ، تنتج عناصر جديدة الواحد تلو الآخر ، وأرقامها أعلى من ٩٢ . وهم يعملون بجامعة كاليفورنيا في بياركلي ، حيث ينتج التكنيتيوم والأستاتين ، وهما من بين العناصر التي أرقامها أقل من ٩٢ . أما البرومثيوم ، فقد أنتج في مدينة أوك ريدج بولاية تينيسي .

وتقع هذه المجموعة من العناصر بعد اليورانيوم في الجدول الدوري ، وهي معروفة باسم « العناصر بعد اليورانيومية » ، ولكنها غير ثابتة (باستثناء واحد) ، ولا توجد بشكل طبيعي في التربة .

وفي سنة ١٩٤٠ أمكن إنتاج العنصرين رقم ٩٣ و ٩٤ . وبما أن اليورانيوم - عنصر رقم ٩٢ قد نسبوا تسميته إلى الكوكب « يورانوس » . فان العنصرين ٩٣ و ٩٤ نسب اسمهما إلى الكواكب السيارة التي تلي يورانوس وهما « نبتون » و « بلوتو » . لذا أسمى العنصر ٩٣ ، « نبتونيوم ^(١) » ، والعنصر ٩٤ « بلوتونيوم ^(٢) » . وكان « م . ماكيلان » و « ب . أبلسون » هما أول من اكتشفا عنصراً بعد اليورانيوم . وفي سنة ١٩٥١ منح كل من ماكيلان وسيبورج جائزة نوبل للكيمياء لأبحاثها عن عناصر ما بعد اليورانيوم .

NePtunium (١)

Plotonium (٢)

وأحياناً يتم تحطيم ذرات اليورانيوم بطريقة تسمح بتكوين ذرات البلوتونيوم، ولم تكتشف إلا كميات صغيرة جداً منه في خامات اليورانيوم . وعلى ذلك فالبلوتونيوم هو العنصر الوحيد بعد اليورانيوم الذي يوجد في الطبيعة ، وهو العنصر الموجود في الطبيعة ذو أعلى رقم ذرى . وقد أمكن صنع البلوتونيوم الصناعى بكميات تسمح باستعمال أرتال وأرتال منه في مؤسسات الطاقة الذرية والقنابل الذرية .

وقد ثبت وجود البلوتونيوم في الطبيعة . وتحتوى خامات اليورانيوم عادة على البلوتونين ولكن بكميات قليلة . ويبلغ البلوتونيوم جزءاً من مائة ترليون من اليورانيوم الموجود فى الخام وينتج من بعض التحولات الإشعاعية التى تحدث لليورانيوم . وكذا يجب وجود النبتونيوم ، وهو موجود بكميات أصغر من البلوتونيوم .

وقد لوحظ فى الحال أن النبتونيوم والبلوتونيوم لهما نفس الخواص الكيميائية الموجودة فى اليورانيوم والثوريوم . وقرر العلماء أنهم يواجهون ثانياً حالة « عناصر أرضية نادرة » أى سلسلة من العناصر الشديدة التشابه .

ولما كانت هذه السلسلة تبدأ بعنصر الأكتينيوم ، فقد أطلق على العناصر اسم « الأكتينيدات ^(١) » كما أطلقوا على السلسلة الأولى اللانثانيدات ^(٢) . وقد وضعت الأكتينيدات تحت اللانثانيدات مباشرة فى الجدول الدورى . فالأكتينيوم تحت اللانثانم والثوريوم تحت السيريوم ، والبروكتاكتينيوم تحت البراسودينيوم ، واليورانيوم تحت النيوديميوم ، والنيديوم تحت البروميشيوم ، والبلوتونيوم تحت الساماريوم .

Actinides (١)

Lanthanides (٢)

وامتصر رجال جامعة كاليفورنيا في إنتاج عناصر جديدة . وقد تم اكتشاف
العنصر رقم ٩٥ في سنة ١٩٤٤ . ولما كان مكانه يلائم تحت « الأورونيوم » فقد
أطلقوا عليه اسم « أميريكوم^(١) » نسبة إلى أمريكا كنوع من التوازن .
وفي سنة ١٩٤٦ تم اكتشاف العنصر رقم ٩٦ ومسكانه يتفق تحت الجادولينيوم
الذي أطلقوا عليه هذا الاسم نسبة إلى اسم كيميائي لعب دوراً هاماً في تاريخ
عناصر الأرض النادرة . وعلى ذلك فقد أطلقوا على العنصر رقم ٩٦ اسم
« كوريوم^(٢) » نسبة إلى آل كوري اللذين لعبادوراً هاماً في تاريخ النشاط
الإشعاعي .

وتشابه الأكتينيدات مع اللانثانيدات في بعض الخواص الكيميائية. و مثال
ذلك أن الثوريوم يوجد عادة في خامات تحتوي على اللانثانيدات ، ويحتوي
« المونازيت » وهو خام الثوريوم الرئيسي على لانثانيدات أيضاً . والخطوات
الكيميائية التي تركز عنصراً معيناً في مكان معين من الأرض هي نفس الخطوات
التي تركز أي عنصر له نفس الخواص في نفس المكان . وهذا يفسر وجود كل
اللانثانيدات مع بعضها ، كما يفسر لماذا يوجد الهافنيوم في خامات الزركونيوم ،
ولماذا يوجد الكاديوم في خامات الحارصين ، ولماذا توجد فلزات البلاتين في
خامات النيكل . . . الخ .

وفي سنة ١٩٤٩ تم اكتشاف العنصر رقم ٩٧ وفي سنة ١٩٥٠ اكتشاف
العنصر رقم ٩٨ ، وأطلق عليها « بركليوم^(٣) » و « كاليفورنيوم^(٤) » نسبة
إلى المدينة والمناطق التي تم بها هذا الاكتشاف .

Americium (١)

Curium (٢)

Berkelium (٣)

Californium (٤)

وفي عام ١٩٥٤ اكتشف العنصران ٩٩ و ١٠٠ ولم تم تسميتها رسمياً إلا سنة ١٩٥٥ ، وأطلق على العنصر رقم ٩٩ اسم « أينشتاينوم ^(١) » نسبة إلى العالم الألماني « ألبرت أينشتاين » ، وأطلق على العنصر رقم ١٠٠ اسم « فيرميوم ^(٢) » نسبة إلى العالم الإيطالي « إنريكو فيرمي » (وقد أصبحتا مواطنين أمريكيين في أواخر حياتهما) . وقد اكتشف كل من أينشتاين و فيرمي اكتشافات هامة سهلت على الباحثين دراسة النواة .

وفي عام ١٩٥٥ تم اكتشاف العنصر رقم ١٠١ وأطلق عليه اسم مندلييفيوم ^(٣) نسبة إلى الكيميائي الروسي « مندلييف » ، وهو أول من وضع الجدول الدوري . وأخيراً في عام ١٩٥٧ كون فريق من العلماء الأمريكيين والإنجليز والسويديين الذين يعملون في معهد نوبل للطبيعة في ستوكهولم العنصر رقم ١٠٢ وأطلقوا عليه اسم « نوبليوم ^(٤) » نسبة إلى المعهد الذي سمي باسم « ألفريد نوبل » ، خبير المتفرقات السويدي العظيم الذي اخترع الديناميت والذي كرس مبلغاً كبيراً لجائزة نوبل الشهيرة بعد وفاته .

والآن هل سيكتشف المزيد من العناصر ؟ ربما . لقد زادت صعوبة الاكتشافات أكثر ، فكل عنصر بعد اليورانيوم يزداد عدم ثباته عن العنصر الذي يسبقه وتصعب دراسته . ومع ذلك فالكيميائيون يطعمون في الوصول إلى العنصر رقم ١٠٤ لأن العنصر رقم ١٠٣ سينتهي سلسلة الأكتينيدات . وسيكون للعنصر رقم ١٠٤ خواص جديدة ومختلفة وموقع تحت الهافنيوم في الجدول

Einsteinium (١)

Fermium (٢)

Mendelevium (٣)

Nobelium (٤)

الدورى . وسيكون هذا إنباتا أخيراً لفائدة الجدول الدورى . وحتى لو لم نصل إلى العنصر رقم ١٠٤ فلن يحتاج الكيمياءيون لمزيد من الإنبات على فائدة ذلك الجدول .

وهكذا نجد مائة عنصر واثنين (واحد وثمانون منها عناصر ثابتة) يتكون منها كل شىء فى الكون ، بما فى ذلك أنت وأنا وأبعد نجوم العالم .

		Hydrogen																Helium								
Lithium	Beryllium											Boron	Carbon	Nitrogen	Oxygen	Fluorine	Neon									
Sodium	Magnesium											Aluminum	Silicon	Phosphorus	Sulfur	Chlorine	Argon									
Potassium	Calcium	Scandium	Titanium	Vanadium	Chromium	Manganese	Iron	Cobalt	Nickel	Copper	Zinc	Gallium	Germanium	Arsenic	Selenium	Bromine	Krypton									
Rubidium	Strontium	Yttrium	Zirconium	Niobium	Molybdenum	Technetium	Ruthenium	Rhodium	Palladium	Silver	Cadmium	Indium	Tin	Antimony	Tellurium	Iodine	Xenon									
Cesium	Barium	Lanthanides	Hafnium	Tantalum	Tungsten	Rhenium	Osmium	Iridium	Platinum	Gold	Mercury	Thallium	Lead	Bismuth	Polonium	Astatine	Radon									
Francium	Radium	Actinides																								
		Lanthanum	Cerium	Praseodymium	Neodymium	Promethium	Samarium											Eurpium	Gadolinium	Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium	Lutetium
		Actinium	Thorium	Protactinium	Uranium	Neptunium	Plutonium											Americium	Curium	Berkelium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	

منتدى سور الأزبكية

WWW.BOOKS4ALL.NET

الناشر
دار النهضة العربية
القاهرة