الباب الثانى

قانون النسب الثابتة

وضع بروست Proust هذا القانون سنة ١٧٩٩ وهو، عندماتتحدالعناصر ببعضها لتكوين مركب ما ، يكون ذلك بحيث تتحد دائما نسب معينة بالوزن من هذه العناصر ، أى أن تركيب المركبات الكيميائية النقية يكون ثابتا مهما اختلفت طرق تحضيرها .

فى كلوريد الصوديوم مثلا تكون دائما نسبة وزن الصوديوم إلى وزن الكلور عدداً ثابتاً ، صوديوم / كلور = ث

يستنتج من هذا القانون أنه عند تحضير مركب ما من عنصرين مختلفين (أو أكثر) وكانت نسبة أحد العناصر تزيد عما يلزم فعلا لتكوين المركب تتبقى هذه الزيادة على حالة أنفراد . ويساعد هذا القانون على التمييز مابين المركبات الكيميائية والمواد المتجانسة ذات التركيب غير الثابت أى المحاليل . فيعتبر الماء مثلا مركباً ذا تركيب ثابت لأن الماء المتحصل عليه بتفاعلات مختلفة :—

(ا) احتراق الأيدروجين فى الأكسجين .

(ب) اختزال الأكاسيد الفلزية بالأيدروجين .

(حـ) تقطير الماء من المحاليل المائية .

(ء)التجمد الجزئى للماء من المخاليط المائية ، الخ .

يكون دائما ذا تركيب ثابت. وعلى عكس ذلك يظهر جلياً أن للهواء الجوى مثلا خواص المواد المتجانسة ذات التركيب غير الثابت أى خواص المحاليل (محلول غازى) ، فان تركيب الهواء الجوى يختلف بجوار البحر عنه بجوار الغابات ، ويمكن أيضا أحداث تغيرات فى تركيبه صناعياً دون أن يختل تجانسه .

قانون النسب المتضاعفة

استنتج دالتون (Dalton) (حوالى سنة ١٨٠٣) نظريا من التركيب الذرى للمادة فرضاً تحقق من صحته برزليوس (Berzelius) فيما بعد وهو يسمى الآن بقانون النسب المتضاعفة : — « عند اتحاد عنصرين ببعضهما لتكوين أكثر من مركب واحد فان نسب الأوزان المختلفة لأحد العنصرين التى تتحد بوزن ثابت من العنصر الآخر تكون نسباً بسيطة » .

يتحد النتروجين بالأكسيجين مثلا بنسب عديدة وبتحليل المركبات المختلفة التى تتكون يتبين أن أوزان الأكسجين التى تتحد مع ٢٨ جرام من النتروجين تكون ١٦ ، ٣٢ ، ٤٨ ، ٦٤ ، ٨٠ جراما أى أن نسب أوزان الاكسجين التى تتحد بوزن ثابت من النتروجين هى ١ : ٢ : ٣ : ٤ : ٥ وهى نسب بسيطة .

يتحد الايدروجين بالأكسيجين أيضا لتكوين مركبين مختلفين وهما الماء وفوق أكسيد الأيدروجين وبتحليل هذين المركبين يوجد أن وزنى الأكسيجين اللذين يتحدان مع جرامين من الأيدروجين هما ١٦ ، ٣٢ جراما أى أنهما بنسبة ١ : ٢ وهى نسبة بسيطة.

كان برثوليه (Berthollet) قد اعترض على قانون پروست (Proust) على النسب الثابتة وذلك لمشاهدته جملة أحوال تزداد فيها تدريجياً نسبة العنصر الواحد التى تتحد بوزن ثابت من العنصر الآخر كما فى حالة تسخين الرصاص فى الهواء فانه يمتص الأكسجين تدريجياً إلى أن تبلغ كمية الأكسيجين النهاية العظمى وهى التى تناسب تكوين أكسيد الرصاص الأحمر ، وكانت اجابة پروست (Proust) على ذلك الاعتراض بأنه يتكون فى هذه الأحوال مركبان مختلفان وأن النسب التدريجية التى تشاهد ما هى إلا نتيجة تكون مخاليط من مركبات مختلفة ذات تركيب ثابت تتكون نفسها تدريجياً فتختلف نسبها فى المخلوط .

قانون التناسب أو قانون النسب المتكافئة

وضع ريشتر (Richter) هذا القانون : — « إن وزنى مادتين مختلفتين (أو أكثر) اللذين يتفاعل كل منهما كيميائيا على حدة مع وزن معين من مادة ثالثة هما أيضاً الوزنان (أو مضاعفاتهما البسيطة) اللذان يتفاعلان مع بعضهما » أو بعبارة أخرى « إذا كانت (ا) و (ب) تعبر عن وزنى مادتين مختلفتين اللذان يتحدان مع وزن معين (حـ) من مادة ثالثة ، فان النسبة مابين وزنى هاتين المادتين عندما تتحدان ببعضهما لابد أن تكون

($\frac{ا}{ب}$) أو ($\frac{ا}{ب}$) × عدد بسيط »

فاذا اتحدت ٨ جرامات من الأكسيجين مع جرام واحد من الايدروجين (تكوين ماء) ، واتحدت ٨ جرامات من الأكسيجين مع ١٤ جرام من النتروجين (تكوين أول أكسيد نتروجين) ، لابد أن تكون نسبة الأيدروجين للنتروجين $\frac{١}{١٤}$ أو أحد المضاعفات البسيطة لهذا العدد عند مايتحد هذان العنصران ببعضهما ؛ ونجد فعلا أن الأيدروجين يتحد بالنتروجين تكوين نشادر بنسبة $\frac{٣}{١٤}$ أى $\frac{١}{١٤}$ × ٣ (عدد بسيط)

الاوزان المتكافئة للعناصر

يستنتج من القوانين التى تعين أوزان العناصر القابلة للاتحاد ببعضها بأنه يمكن جعل لكل عنصر عدداً خاصاً بحيث تكون فى كل مركب نسبة أوزان العناصر الداخلة فى تركيبه تساوى نسبة أعداد هذه العناصر لبعضها أو أحد المضاعفات البسيطة لهذه النسبة وتسمى هذه الأعداد بالأعداد النسبية للعناصر proportional numbers ، توجد أنظمة مختلفة للاعداد النسبية تبعاً للعدد العرفى الذى يتخذ كقاعدة لعنصر ما ، فاذا اتخذ مثلا العدد (١) كقاعدة لعنصر الايدروجين يكون العدد النسبي لكل من العناصر الأخرى ذلك العدد الذى

يعبر عن وزن كل من هذه العناصر الذى يتحد مع جزء واحـد بالوزن من الايدروجين .

نشر برزليوس (Berzelius) سنة ١٨١٦ جداول بين فيها تركيب معظم المركبات التى كانت معروفة فى وقته واستنتج منها الأوزان النسبية للعناصر . وفى سنة ١٨٢٨ أتبع دوماس (Dumas) قاعـــدة أخرى لتعيين الأوزان النسبية باعتبار أوزان العناصر التى تتحدمع ١٠٠ جزء بالوزن من الاكسجين، ثم نشر جميلـين (Gmelin, Handbuch der chemie, Heidelberg, 1843) سنة ١٨٤٢ كشفا بالاوزان النسبية للعناصر وسماها بالأوزان المـكافئة .

كان الايدروجين يعتبر أساساً لتقـدير الأوزان المـكافئة باعتبار وزنه المـكافىء يساوى (١) وقدرت هذه الأوزان المـكافئة بالنسبة اليه[1]، فوجد مثلا أن ٢٣ جزءاً من الصوديوم تتحد مع جزء واحـد من الايدروجين فاعتبر الوزن المـكافىء للصوديوم ٢٣ ، ووجد أن ٣٥,٢ جزءاً من الـكلور تتحد مع جزء واحد من الايدروجين فاعتبر الوزن المـكافىء للـكلور ٣٥,٢ الخ ولم يوجد أى عنصر ذو وزن مكافىء أقل من الايدروجين . ولا يشترط فى تقدير الوزن المـكافىء أن يتحد العنصر مع الايدروجين بل يمكن تقدير ذلك الوزن من مركبات يكونهـا العنصر مع عنصر آخر ذى وزن مكافىء معلوم ، فاذا كان الوزن المـكافىء للـكلور معلوماً (٣٥,٢) يمكن تقدير الوزن المـكافىء للفضة من مركب كلوريد الفضة فيكون الوزن المـكافىء للفضة هو ذلك الوزن الذى يتحد مع ٣٥,٢ جزء بالوزن من الـكلور الخ .

قدر الـكيميائى البلجيكى ستاس (Stas) (١٨١٣ — ١٨٩١) الأوزان المـكافئة لبعض العناصر مستنتجاً أرقامه من مركبات هـــذه العناصر مع الاكسجين بعد اعتبار الوزن المـكافىء للاكسيجين (٨) أى أن النسبة مابين

---

(١) أشار بروت (Prout) سنة ١٨١٥ بأن الأوزان النسبية للعناصر هى مضاعفات الوزن النسبي للايدروجين .

الوزن المكافىء للايدروجين والوزن المكافىء للاكسجين تساوى ١ : ٨ ، ولكن بين مورلى (Morley) سنة ١٨٩٥ أن صحة هذه النسبة هى ١ : ٧,٩٢٩٥ كما بين بورت وإدجار (Burt & Edgar) سنة ١٩١٦ بأنها ١ : ٧,٩٣٨ ، وعلى ذلك تكون الأوزان المكافئة التى قدرها ستاس غير مضبوطة بالنسبة للايدروجين . فاعتبر نهائياً الاكسجين العنصر الأساسى للمقارنة بدلا من الايدروجين واعتبر وزنه المكافىء يساوى (٨) ، وعلى هذا الأساس أصبح الوزن المكافىء للايدروجين يساوى ١,٠٠٨ . وقدرت الأوزان المكافئة المضبوطة لعناصر الفضة والكلور والبروم ثم قدرت الأوزان المكافئة المضبوطة للعناصر الأخرى بالنسبة للعناصر الثلاثة المذكورة .

النظرية الذرية

لا يبعد عن التصور أن المادة قد تكون قابلة للتجزئة لحد لا نهاية له كما كان يظن قديماً ، ولكن أعتقد الفلاسفة اليونانيون (خصوصا Demokritos و Leukippos) أنه لابد أن يوجد حد لهذه التجزئة ووضعوا فعلا كلمة « أتوم » (Atom) أى « ذرة » للدلالة على أصغر جزء من المادة الذى لا يتجزأ . أى الحد الذى تصل اليه التجزئة . وعلى ضوء هذه الفكرة وضع دالتون (Dalton) (١٧٦٦ — ١٨٤٤) النظرية الذرية وفسر على أساسها قانون النسب الثابتة . ففرض دالتون أن ذرات العناصر المختلفة تختلف فى الوزن وأن ذرات العنصر الواحد تتشابه فى الخواص وتتساوى فى الوزن ، وأن إتحاد عنصرين لتكوين مركب ما ، ما هو إلا إتحاد يحدث بين ذراتهما لتكوين ما سماه بالذرة المركبة وما يسمى الآن بالجزىء .

ولكون الأوزان الحقيقية للذرات صغيرة جداً وجه دالتون عنايته إلى تقدير أوزان نسبية لها بالنسبة لذرة العنصر الأصغر وزناً واعتبر هذه ذرة الايدروجين ، واتخذها أساساً لتقدير الأوزان النسبية لذرات العناصر الاخرى .

وبناء على نظرية دالتون يحدث الاتحاد الكيميائى باتحاد أعداد صحيحة من ذرات العناصر ببعضها لأن الذرة غير قابلة للتجزئة . وبما أن ذرات العناصر لا تنعدم فى التغيرات الكيميائية بل تحفظ كيانها ووزنها وأن وزن المركبات عبارة عن مجموع أوزان العناصر الداخلة فى تركيبها . يمكن أيضاً تفسير قانون عدم فناء المادة على هذا الأساس .

الاوزان الذرية : إن الوزن الذرى لعنصر ما هو ذلك العدد الذى يدل على نسبة وزن ذرة واحدة من هذا العنصر إلى وزن ذرة من الأكسيجين باعتبار الوزن الذرى للأكسجين ١٦ ، ويعتبر الوزن الذرى أصغر كمية من العنصر يمكنها أن تدخل فى تركيب الجزىء الذى يكونه هذا العنصر مع عنصر أو عناصر أخرى ، فتحتوى جزيئات المركبات المختلفة التى يكونها عنصر ما على كمية من هذا العنصر تساوى وزنه الذرى على الأقل وقد تساوى ضعف أو أضعاف وزنه الذرى .

وتعتبر الأوزان الذرية نظاماً من أنظمة الأوزان النسبية قاعدته العدد ١٦ لعنصر الأكسجين .

ويساوى الوزن الذرى للعنصر وزنه المكافىء أو يكون أحد مضاعفاته البسيطة ، فان الوزن الذرى للكلور مثلا ٣٥,٤٦ ، ووزنه المكافىء أى كمية الكلور التى تتحد مع ٨ أجزاء بالوزن من الأكسيجين أو مع ١,٠٠٨ جزء بالوزن من الايدروجين هو أيضاً ٣٥,٤٦ ، والوزن الذرى للكالسيوم ٤٠,٠٧ بينما وزنه الكافىء يساوى ٢٠,٠٣٥ وهى الكمية بالوزن التى تتحد مع ٨ أجزاء بالوزن من الأكسجين ، وفى هذه الحالة يكون الوزن الذرى للكالسيوم ضعف زنه المكافىء .

والأوزان الذرية للعناصر المدرجة فى الجدول الآتى وضعت بمعرفة لجنة دولية من شأنها الاطلاع على الأبحاث الجديدة التى تعمل فى هذا الصدد ومراجعة الأوزان المذكورة .

جدول الأوزان الذرية للعناصر

نشرته اللجنة الدولية سنة ١٩٤١

العنصر	الرمز		العدد الذرى	الوزن الذرى
اربيوم	Er		٦٨	١٦٧,٢
أرجون	A		١٨	٣٩,٩٤٤
أسترنشيوم	Sr	سر	٣٨	٨٧,٦٣
أكتنيوم	Ac	كت	٣٩	—
أكسيجين	O	ا	٨	١٦
ألومنيوم	Al	لو	١٣	٢٦,٩٧
أنتيمون	Sb	نت	٥١	١٢١,٧٦
أنديوم	In	ند	٤٩	١١٤,٧٦
أوسميوم	Os	سم	٧٦	١٩٠,٢
أيدروجين	H	يد	١	١,٠٠٨
أيريديوم	Ir	ير	٧٧	١٩٣,١
أيلينيوم	I		٦١	—
باريوم	Ba	با	٥٦	١٣٧,٣٦
براسيوديميوم	Pr	بس	٥٩	١٤٠,٩٢
بروتوأكتينيوم	Pa	بك	٩١	٢٣١
بروم	Br	بر	٣٥	٧٩,٩١٦
بريليوم	Be	بى	٤	٩,٠٢
برموت	Bi	بز	٨٣	٢٠٩
بلاتين	Pt	بت	٧٨	١٩٥,٢٣
بلاديوم	Pd	بد	٤٦	١٠٦,٧
بوتاسيوم	K	بو	١٩	٣٩,٠٩
بورون	B	ب	٥	١٠,٨٢٦
بولونيوم	Po		٨٤	—
تتانيوم	Ti	تى	٢٢	٤٧,٩٠

العنصر	الرمز		العدد الذرى	الوزن الذرى
تلريوم	تل	Te	٥٢	١٢٧,٦١
تنتالوم	تا	Ta	٧٣	١٨٠,٨٨
تنجستين - ولفرام	و	W	٧٤	١٨٣,٩٢
تيربيوم	تب	Tb	٦٥	١٥٩,٢
ثاليوم	ثل	Tl	٨١	٢٠٤,٣٩
ثوريوم	ثو	Th	٩٠	٢٣٢,١٢
ثوليوم	ثم	Tm	٦٩	١٦٩,٤
جادولينيوم	جد	Gd	٦٤	١٥٦,٩
جاليوم	جا	Ga	٣١	٦٩,٧٢
جرمانيوم	جى	Ge	٣٢	٧٢,٦٠
حديد	ح	Fe	٢٦	٥٥,٨٥
خارصين	خ	Zn	٣٠	٦٥,٣٨
ديسبر وسيوم		Dy	٦٦	١٦٢,٤٦
ذهب	ذ	Au	٧٩	١٩٧,٢٠
رادون		Rn	٨٦	٢٢٢
راديوم		Ra	٨٨	٢٢٦,٠٥
رصاص	ر	Pb	٨٢	٢٠٧,٢١
روبيديوم		Rb	٣٧	٨٥,٤٨
روتينيوم		Ru	٤٤	١٠١,٧
روديوم		Rh	٤٥	١٠٢,٩١
رينيوم		Re	٧٥	١٨٦,٣١
زركونيوم	كن	Zr	٤٠	٩١,٢٢
زرنيخ	ر	As	٣٣	٧٤,٩١
زئبق	ے	Hg	٨٠	٢٠٠,٦١
سكنديوم	سك	Sc	٢١	٤٥,١٠
سليكون	س	Si	١٤	٢٨,٦٠
سلينيوم	سل	Se	٣٤	٧٨,٩٦

العنصر	الرمز		العدد الذرى	الوزن الذرى
سماريوم	سا	Sm	٦٢	١٥٠,٤٣
سيريوم	سى	Ce	٥٨	١٤٠,١٣
سيزيوم	سز	Cs	٥٥	١٣٢,٩١
صوديوم	ص	Na	١١	٢٢,٩٩٧
فاناديوم	فا	V	٢٣	٥٠,٩٥
فضة	ف	Ag	٤٧	١٠٧,٨٨٠
فلور	فل	F	٩	١٩,٠٠
فوسفور	فو	P	١٥	٣٠,٩٨
قصدير	ق	Sn	٥٠	١١٨,٧٠
كالسيوم	كا	Ca	٢٠	٤٠,٠٨
كبريت	كب	S	١٦	٣٢,٠٦
كدميوم	كد	Cd	٤٨	١١٢,٤١
كربون	ك	C	٦	١٢,٠١٠
كروميوم	كر	Cr	٢٤	٥٢,٠١
كريبتون		Kr	٣٦	٨٣,٧
زينون	زن	Xe	٥٤	١٣١,٣
كلور	كل	Cl	١٧	٣٥,٤٥٧
كوبلت	كو	Co	٢٧	٥٨,٩٤
لانثانوم	لا	La	٥٧	١٣٨,٩٢
لوتيسيوم	لت	Lu	٧١	١٧٤,٩٩
ليثيوم	لى	Li	٣	٦,٩٤٠
مازوريوم	ما	Ma		
مغنسيوم	مغ	Mg	١٢	٢٤,٣٢
منجيز	من	Mn	٢٥	٥٤,٩٣
موليبدينوم	مو	Mo	٤٢	٩٥,٩٥
نتروجين	ن	N	٧	١٤,٠٠٨
نحاس	نح	Cu	٢٩	٦٣,٥٧

العنصر	الرمز		العدد الذرى	الوزن الذرى
نيكل	نى	Ni	٢٨	٥٨,٦٩
نيوبيوم	نب	Nb	٤١	٩٢,٩١
نيوديميوم		Nd	٦٠	١٤٤,٢٧
نيون		Ne	١٠	٢٠,١٨٣
هافنيوم	هف	Hf	٧٢	١٧٨,٦
هولميوم	هو	Ho	٦٧	١٦٤,٩٤
هيليوم	هى	He	٢	٤,٠٠٣
يتريوم	يت	Y	٣٩	٨٨,٩٢
يتيربيوم	يب	Yb	٧٠	١٧٣,٠٤
يود	ى	I	٥٣	١٢٦,٩٢
يورانيوم	يو	U	٩٢	٢٣٨,٠٧
يوربيوم		Eu	٦٣	١٥٢