

الباب الثاني

قانون النسب الثابتة

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

ففى كلوريد الصوديوم مثلاً تكون دائماً 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 فعلاً لتكوين المركب تبقى هذه الزيادة على حالة أنفراد. ويساعد هذا القانون على التمييز ما بين المركبات الكيميائية والمواد المتجانسة ذات التركيب غير الثابت أى المحاليل . فيعتبر الماء مثلاً مركباً ذا تركيب ثابت لأن الماء المتحصل عليه بتفاعلات مختلفة :—

(أ) احتراق الأيدروجين فى الأكسجين .

(ب) اختزال الأكاسيد الفلزية بالأيدروجين .

(ج) تقطير الماء من المحاليل المائية .

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

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

قانون النسب المتضاعفة

استنتج دالتون (Dalton) (حوالى سنة ١٨٠٣) نظرياً 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 بالأكسجين مثلاً بنسب عديدة وبتحليل المركبات المختلفة التى تتكون يتبين أن أوزان الأكسجين التى تتحد مع ٢٨ جرام من النتروجين تكون ١٦ ، ٣٢ ، ٤٨ ، ٦٤ ، ٨٠ جراماً أى أن نسب أوزان الأكسجين التى تتحد بوزن ثابت من النتروجين هى ١ : ٢ : ٣ : ٤ : ٥ وهى نسب بسيطة .

يتحد الأيدروجين بالأكسجين أيضاً لتكوين مركبين مختلفين وهما الماء وفوق أكسيد الأيدروجين وبتحليل هذين المركبين يوجد أن وزنى الأكسجين اللذين يتحدان مع جرامين من الأيدروجين هما ١٦ ، ٣٢ جراماً أى أنهما بنسبة ١ : ٢ وهى نسبة بسيطة .

كان برثوليه (Berthollet) قد اعترض على قانون بروس (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 الأكسجين النهاية العظمى وهى التى تناسب تكوين أكسيد الرصاص الأحمر ، وكانت اجابة بروس (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 وزني مادتين مختلفتين (أو أكثر) اللذين يتفاعل كل منهما كيميائياً على حدة مع وزن معين من مادة ثالثة هما أيضاً الوزنان (أو مضاعفاتهما البسيطة) اللذان يتفاعلان مع بعضهما ، أو بعبارة أخرى : إذا كانت (١) و (ب) تعبر عن وزني مادتين مختلفتين اللذان يتحدان مع وزن معين (ح) من مادة ثالثة ، فإن النسبة ما بين وزني هاتين المادتين عندما تتحدان ببعضهما لا بد أن تكون

$$\left(\frac{1}{c} \right) \text{ أو } \left(\frac{1}{b} \right) \times \text{ عدد بسيط } ،$$

فاذا اتحدت ٨ جرامات من الأكسجين مع جرام واحد من الأيدروجين (تكوين ماء) ، واتحدت مع ٨ جرامات من الأكسجين مع ١٤ جرام من النيتروجين (تكوين أول أكسيد نيتروجين) ، لا بد أن تكون نسبة الأيدروجين للنيتروجين $\frac{1}{14}$ أو أحد المضاعفات البسيطة لهذا العدد عند ما يتحد هذان العنصران ببعضهما ؛ وتجد فعلاً أن الأيدروجين يتحد بالنيتروجين تكوين نشادر بنسبة $\frac{1}{14}$ أى $\frac{1}{14} \times 3$ (عدد بسيط)

الاوزان المتكافئة للعناصر

يستنتج من القوانين التي تعين أوزان العناصر القابلة للاتحاد ببعضها بأنه يمكن جعل لكل عنصر عدداً خاصاً بحيث تكون في كل مركب نسبة أوزان العناصر الداخلة في تركيبه تساوى نسبة أعداد هذه العناصر لبعضها أو أحد المضاعفات البسيطة لهذه النسبة وتسمى هذه الأعداد بالأعداد النسبية للعناصر proportional numbers ، توجد أنظمة مختلفة للأعداد النسبية تبعاً للعدد العرفي الذي يتخذ كقاعدة لعنصر ما ، فإذا اتخذ مثلاً العدد (١) كقاعدة لعنصر الأيدروجين يكون العدد النسبي لكل من العناصر الأخرى ذلك العدد الذي

يعبر عن وزن كل من هذه العناصر الذى يتحد مع جزء واحد 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) قاعدة أخرى لتعيين الأوزان النسبية باعتبار أوزان العناصر التى تتحد مع ١٠٠ جزء بالوزن من الاكسجين ، ثم نشر جملين (Gmelin, Handbuch der chemie, Heidelberg, 1843) سنة ١٨٤٣ كشفاً بالأوزان النسبية للعناصر وسماها بالأوزان المكافئة .

كان الايدروجين يعتبر أساساً لتقدير الأوزان المكافئة باعتبار وزنه المكافئ يساوى (١) وقدرت هذه الأوزان المكافئة بالنسبة اليه^(١) ، فوجد مثلاً أن ٢٣ جزءاً من الصوديوم تتحد مع جزء واحد من الايدروجين فاعتبر الوزن المكافئ للصوديوم ٢٣ ، ووجد أن ٣٥,٢ جزءاً من الكلور تتحد مع جزء واحد من الايدروجين فاعتبر الوزن المكافئ للكلور ٣٥,٢ الخ ولم يوجد أى عنصر ذو وزن مكافئ أقل من الايدروجين . ولا يشترط فى تقدير الوزن المكافئ أن يتحد العنصر مع الايدروجين بل يمكن تقدير ذلك الوزن من مركبات يكوها العنصر مع عنصر آخر ذى وزن مكافئ معلوم ، فإذا كان الوزن المكافئ للكلور معلوماً (٣٥,٢) يمكن تقدير الوزن المكافئ للفضة من مركب كلوريد الفضة فيكون الوزن المكافئ للفضة هو ذلك الوزن الذى يتحد مع ٣٥,٢ جزء بالوزن من الكلور الخ .

قدر الكيميائى البلجيكى ستاس (Stas) (١٨١٣ — ١٨٩١) الأوزان المكافئة لبعض العناصر مستنتجاً أرقامه من مركبات هذه العناصر مع الاكسجين بعد اعتبار الوزن المكافئ للاكسجين (٨) أى أن النسبة ما بين

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

الوزن المكافئ للايدروجين والوزن المكافئ للاكسجين تساوى ١ : ٨ ،
ولكن بين مورلى (Morley) سنة ١٨٩٥ أن صحة هذه النسبة هي ١ : ٧,٩٣٩٥ ،
كما بين بورت وإدجار (Burt & Edgar) سنة ١٩١٦ بأنها ١ : ٧,٩٣٨ ، وعلى
ذلك تكون الأوزان المكافئة التي قدرها ستاس غير مضبوطة بالنسبة
للايدروجين . فاعتبر نهائياً الاكسجين العنصر الاساسى للمقارنة بدلاً من
الايدروجين واعتبر وزنه المكافئ يساوى (٨) ، وعلى هذا الاساس أصبح
الوزن المكافئ للايدروجين يساوى ١,٠٠٨ . وقدرت الأوزان المكافئة
المضبوطة لعناصر الفضة والكور 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 (خصوصاً Demokritos
و Leukippos) أنه لا بد أن يوجد حد لهذه التجزئة ووضعوا فعلاً 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 بالجزء .

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
الآخـ

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

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

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

ويساوى الوزن الذري للعنصر وزنه المكافئ أو يكون أحد مضاعفاته البسيطة ، فإن الوزن الذري للكلور مثلاً ٣٥,٤٦ ، ووزنه المكافئ أى كمية الكلور التى تتحد مع ٨ أجزاء بالوزن من الأكسجين أو مع ١,٠٠٨ جزء بالوزن من الهيدروجين هو أيضاً ٣٥,٤٦ ، والوزن الذري للكالسيوم ٤٠,٠٧ بينما وزنه المكافئ يساوى ٢٠,٠٣٥ وهى الكمية بالوزن التى تتحد مع ٨ أجزاء بالوزن من الأكسجين ، وفى هذه الحالة يكون الوزن الذري للكالسيوم ضعف وزنه المكافئ .

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

نشرتة اللجنة الدولية سنة ١٩٤١

العنصر	الرمز	العدد الذرى	الوزن الذرى
أربيوم	Er	٦٨	١٦٧, ٢
أرجون	A	١٨	٣٩, ٩٤٤
أسترنشيوم	Sr	٣٨	٨٧, ٦٣
أكتينيوم	Ac	٣٩	—
أكسيجين	O	٨	١٦
ألومنيوم	Al	١٣	٢٦, ٩٧
أتيمون	Sb	٥١	١٢١, ٧٦
أنديوم	In	٤٩	١١٤, ٧٦
أوسميوم	Os	٧٦	١٩٠, ٢
أيدروجين	H	١	١, ٠٠٨
أيريديوم	Ir	٧٧	١٩٣, ١
أيلينيوم	I	٦١	—
باريوم	Ba	٥٦	١٣٧, ٣٦
براسيوديوم	Pr	٥٩	١٤٠, ٩٢
بروتو أكتينيوم	Pa	٩١	٢٣١
بروم	Br	٣٥	٧٩, ٩١٦
بريليوم	Be	٤	٩, ٠٢
برموت	Bi	٨٣	٢٠٩
بلاتين	Pt	٧٨	١٩٥, ٢٣
بلاديوم	Pd	٤٦	١٠٦, ٧
بوتاسيوم	K	١٩	٣٩, ٠٩
بورون	B	٥	١٠, ٨٢٦
بولونيوم	Po	٨٤	—
تتانيوم	Ti	٢٢	٤٧, ٩٠

العنصر	الرمز	العدد الذرى	الوزن الذرى
تليريوم	تل Te	٥٢	١٢٧, ٦١
تنتالوم	تا Ta	٧٣	١٨٠, ٨٨
تنجستين - ولفرام	و W	٧٤	١٨٣, ٩٢
تيريوم	تب Tb	٦٥	١٥٩, ٢
ثاليوم	ثل Tl	٨١	٢٠٤, ٢٩
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
ديسبروسيوم	د 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	هـ Hg	٨٠	٢٠٠, ٦١
سكندسيوم	سك Sc	٢١	٤٥, ١٠
سليكون	س Si	١٤	٢٨, ٦٠
سلينيوم	سل Se	٣٤	٧٨, ٩٦

العنصر	الرمز	العدد الذرى	الوزن الذرى
سماريوم	Sm	٦٢	١٥٠,٤٢
سيريوم	Ce	٥٨	١٤٠,١٣
سيزيوم	Cs	٥٥	١٣٢,٩١
صوديوم	Na	١١	٢٢,٩٩٧
فاناديوم	V	٢٣	٥٠,٩٥
فضة	Ag	٤٧	١٠٧,٨٨٠
فلور	F	٩	١٩,٠٠
فوسفور	P	١٥	٣٠,٩٨
قصدير	Sn	٥٠	١١٨,٧٠
كالمسيوم	Ca	٢٠	٤٠,٠٨
كبريت	S	١٦	٣٢,٠٦
كاديوم	Cd	٤٨	١١٢,٤١
كربون	C	٦	١٢,٠١٠
كروميوم	Cr	٢٤	٥٢,٠١
كريبتون	Kr	٣٦	٨٣,٧
زينون	Xe	٥٤	١٣١,٣
كلور	Cl	١٧	٣٥,٤٥٧
كوبلت	Co	٢٧	٥٨,٩٤
لانثانوم	La	٥٧	١٣٨,٩٢
لوتيسيوم	Lu	٧١	١٧٤,٩٩
ليثيوم	Li	٣	٦,٩٤٠
مازوريوم	Ma		
مغنسيوم	Mg	١٢	٢٤,٣٢
منجيز	Mn	٢٥	٥٤,٩٣
موليبدينوم	Mo	٤٢	٩٥,٩٥
نتروجين	N	٧	١٤,٠٠٨
نحاس	Cu	٢٩	٦٣,٥٧

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

