

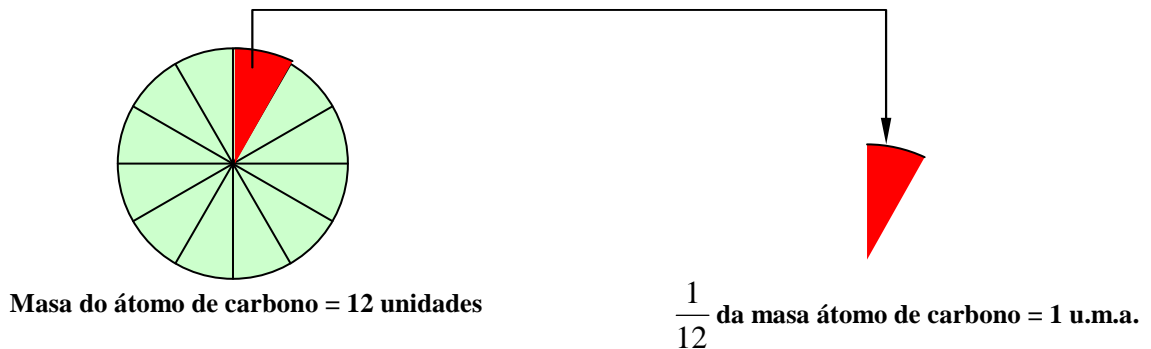
A reacción química

1. MASA ATÓMICA DUN ELEMENTO. UNIDADE DE MASA ATÓMICA (u.m.a).

Dalton afirmou que *átomos de elementos diferentes teñen masas diferentes*. Por outra banda, vimos no tema anterior, que *a masa dun átomo está practicamente localizada no núcleo deste*.

As masas dos átomos son *extremadamente pequenas*, por exemplo, a masa dun átomo de chumbo é de $3,45 \cdot 10^{-25}$ kg. Se se usa como unidade de masa o quilogramo (kg), resultan números moi pequenos, incómodos e difíciles de manexar. Onde atopar unha *unidade de masa que sexa acorde coas dimensións do átomo?*. Soamente podémola achar no propio mundo dos átomos. Por iso, *as masas dos átomos vanse a comparar coa masa dun deles*, ao que chamaremos *átomo patrón*.

Aínda que, ao longo da Historia da Química, escolléronse varios patróns, *actualmente as masas dos átomos compáranse co átomo de carbono de número másico 12*, ao que se lle asigna o valor de *doce unidades*. A *unidade (o valor 1)* será a *doceava parte da masa dun átomo de carbono-12*.



Defínese **unidade de masa atómica (u.m.a.)** como a *doceava parte da masa do isótopo de carbono-12 ($^{12}_6\text{C}$)*. O que equivale a $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

Defínese **masa atómica dun elemento** ao *cociente que resulta de dividir a masa dun átomo dun elemento entre a doceava parte da masa do isótopo de carbono-12*.

Por exemplo, cando se di que a *masa atómica do cloro é 35,45 u.m.a.* o que se quere expresar é que *un átomo de cloro ten 35,45 veces a masa da doceava parte do isótopo de carbono-12*. Outros exemplos:

$\text{Mat (Ag)} = 107,9 \text{ u.m.a.} \Rightarrow$ *Un átomo de prata ten 107,9 veces a masa da doceava parte do isótopo de carbono-12.*

$\text{Mat (Na)} = 23 \text{ u.m.a.} \Rightarrow$ *Un átomo de sodio ten 23 veces a masa da doceava parte do isótopo de carbono-12.*

2. MASA MOLECULAR DUN COMPOSTO.

Do mesmo xeito que facemos coa masa dos átomos, a masa das moléculas dos compostos váise a comparar coa doceava parte da masa do átomo patrón C-12. Como consecuencia, a **masa molecular dun composto** é un número que expresa cantas veces é maior a masa dunha molécula de devandito composto que a doceava parte da masa de carbono-12. A masa molecular obtense sumando as masas atómicas dos elementos presentes na molécula tendo en conta o número de átomos de cada elemento.

Por exemplo, a masa molecular do CO_2 é $M_{mc}(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ u.m.a.}$, o cal significa que a masa dunha molécula de CO_2 é 44 veces a masa da doceava parte do isótopo de carbono 12. Outros exemplos:


$M_{mc}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ u.m.a.} \Rightarrow$ Unha molécula de H_2SO_4 ten 98 veces a masa da doceava parte do isótopo de carbono-12.

Cuestión: Que ten maior masa unha molécula de CaCO_3 ou un átomo de I?.

3. CONCEPTO DE MOL.

Que ten maior masa unha ducia de cereixas ou unha ducia de laranxas?. Por que?. Agora razoa, que ten maior masa unha ducia de átomos de helio ou unha ducia de átomos de sodio?. Por que?.

Aínda que resulte moi útil considerar o comportamento de átomos illados, na práctica necesítase traballar con cantidades enormes de átomos. É, por iso, polo que nace o concepto de mol, entendendo por **mol** de calquera especie como $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades da devandita especie. A ese número ($6,02 \cdot 10^{23}$) denomínaselle **número de Avogadro**. Este número expresa un número de cousas (igual que par indica dúas, trío sinala tres, decena advirte dez, ducia sinala doce, milleiro representa mil, etc.). Por exemplo, 1 mol de átomos de Li son $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de litio, 1 mol de moléculas de CO_2 son $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 , etc..

 O uso deste número, e non outro, débese á *coincidencia numérica entre a masa dun átomo expresada en u.m.a. e a masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos do mesmo elemento expresada en gramos.*

Exemplos:

A masa dun átomo de Na é de 23 u.m.a. Se se poñen nunha balanza $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de sodio esta indicará 23 g.

A masa dun átomo de Ca é de 40 u.m.a. Se se poñen nunha balanza $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de calcio esta indicará 40 g.

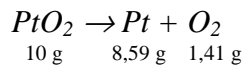
Este concepto pódese aplicar a calquera especie, así por exemplo: a masa dunha molécula de H_2O é de 18 u.m.a. Se se poñen nunha balanza $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de auga esta indicará 18 g.

4. LEIS CLÁSICAS DAS REACCIÓNS QUÍMICAS.

4.1. LEI DE CONSERVACIÓN DA MASA O LEI DE LAVOISIER.

Foi enunciada en 1789 e di que *en toda reacción química a suma da masa dos reactivos é igual á suma dos produtos resultantes da reacción*. **Lavoisier**, traballando con recipientes perfectamente pechados puido comprobar que a masa conservábase en calquera reacción química.

Así se, por exemplo, quentamos durante un tempo suficiente 10 g de PtO_2 nun recipiente pechado descompoñeranse en 8,59 g de Pt e 1,41 g de O_2 (observa que a masa se produtos segue a sumar 10 g) segundo a ecuación:



Con reaccións similares a esta, químicos anteriores a **Lavoisier**, ao non traballar con recipientes pechados, *cando se liberaba algunha sustancia gasosa resultante da reacción, a masa semellaba non conservarse*, daquela tamén se demostraba que os gases pesan.

4.2. LEI DAS PROPORCIÓNS DEFINIDAS OU LEI DE PROUST.

Esta lei enunciada en 1799 establece que *cando dous ou máis elementos combínanse para formar un composto determinado, fano sempre nunha relación en peso constante*.

Se, por exemplo, fanse reaccionar, en condicións coidadosamente controladas, 10 g de cloro con 10 g de sodio, poderá comprobarse que mentres reacciona todo o cloro quedan sen reaccionar 3,516 g de sodio. Se cambiamos as condicións da reacción chegaremos sempre ao mesmo resultado: reacciona todo o cloro, formándose 16,484 g de cloruro de sodio, sobrando 3,516 g de sodio (compróbase que se cumpre a Lei de Lavoisier). Segundo a experiencia, o sodio e o cloro, cando reaccionan para formar cloruro de sodio, fano na seguinte proporción en peso:

$$\frac{\text{Sodio}}{\text{Cloro}} = \frac{6,484}{10}$$

É fácil deducir que se reaccionan 20 g de cloro necesitaranse 12,968 g de sodio, e así sucesivamente coas cantidades que se queiran.

Outro exemplo podería ser *cando o osíxeno e o hidróxeno combínanse para formar auga o fan sempre na seguinte relación de peso constante*:

$$\frac{H}{O} = \frac{1}{7,936}$$

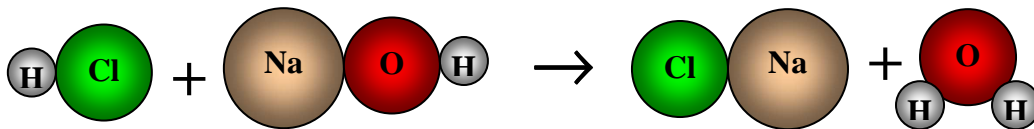
E se se descompón a auga en hidróxeno e osíxeno, a relación en peso entre ambos elementos será tamén a anteriormente citada.

⇒ TEORÍA ATÓMICA DE DALTON.

En 1808, Dalton enuncia, na súa obra: “A new system of chemical philosophy”, as hipóteses fundamentais da teoría atómica:

1. Os elementos están constituídos por átomos, partículas discretas de materia, que son indivisibles e inalterables.
2. Os átomos dun mesmo elemento son idénticos en masa e propiedades.
3. Os átomos de diferentes elementos son distintos en masa e propiedades.
4. Os compostos fórmanse pola unión dos correspondentes elementos nunha relación de números enteiros sinxelos.
5. Os “átomos” dun composto son idénticos en masa e propiedades. (O concepto de molécula é tardío e, como veremos, débese a Canizzaro).

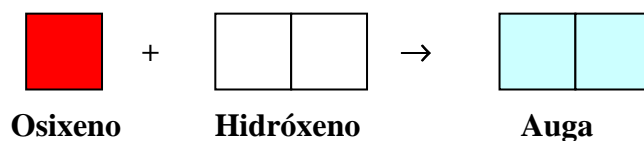
Aínda que hoxe sabemos que os átomos son divisibles e que existen átomos dun mesmo elemento que son diferentes na súa masa (ver isótopos), a **teoría de Dalton** demostrouse que é esencialmente correcta, á vez que permite interpretar de forma axeitada as leis ponderais das transformacións químicas. Por exemplo: A **lei de conservación da masa** pódese xustificar afirmando que se unha reacción química non é máis que un reagrupamento de átomos, entón a masa non variará, xa que os átomos son indivisibles e inalterables.



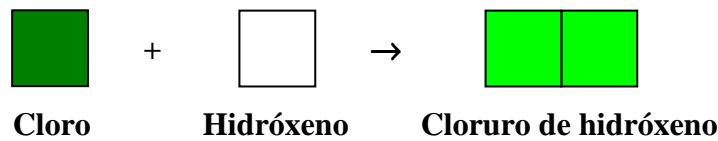
4.3. LEI DOS VOLUMES DE COMBINACIÓN DOS GASES OU DE GAY-LUSSAC.

Nunha serie de experimentos con gases **Gay-Lussac**, en 1808, observou que cando se miden nas mesmas condicións de presión e temperatura os volumes dos compostos gasosos que interveñen nunha reacción química, atópanse en razóns de números enteiros sinxelos.

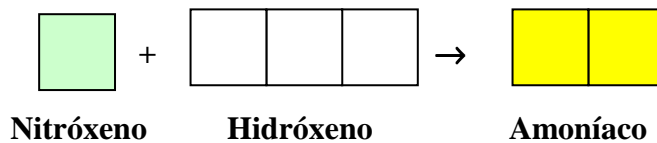
Así, ao reaccionar un volume de osíxeno con dous volumes de hidróxeno fórmanse dous volumes de vapor de auga (medidos nas mesmas condicións de presión e temperatura):



Ao reaccionar un volume de cloro cun volume de hidróxeno fórmanse, nas mesmas condicións de presión e temperatura, dous volumes de cloruro de hidróxeno:



Ao reaccionar un volume de nitróxeno con tres volumes de hidróxeno prodúcense, na mesmas condicións de presión e temperatura, dous volumes de amoníaco:



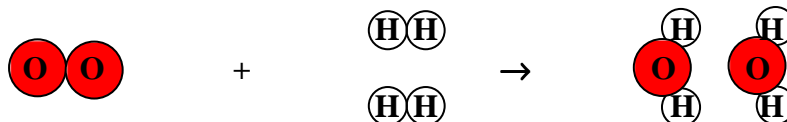
5. LEI DE AVOGADRO.

A *teoría atómica de Dalton* non puido xustificar, nun principio, a *lei de Gay-Lussac*. Dalton deuse conta de que a relación entre os volumes de combinación implicaba unha relación sinxela entre as partículas reaccionantes. Por exemplo, para o caso do auga:



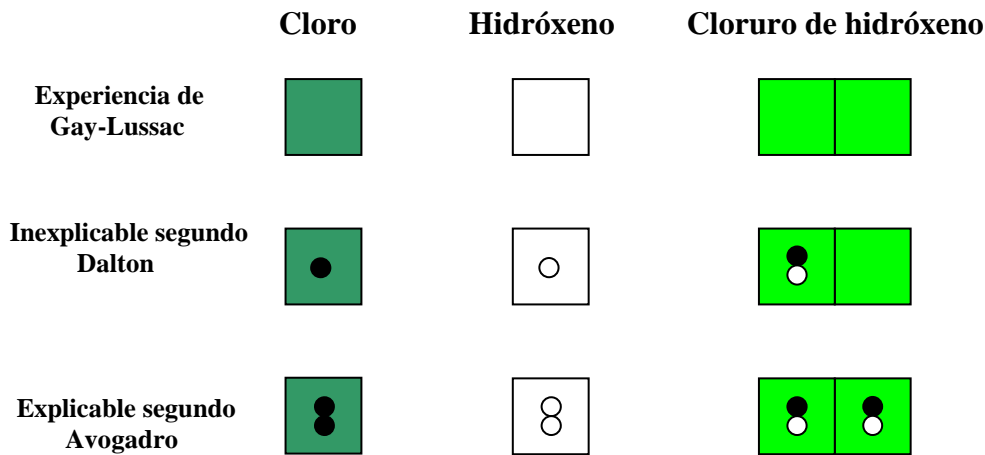
Dalton intuía que unha partícula de osíxeno mal podería producir dúas partículas de auga, cando cada partícula de auga debe conter, polo menos, unha partícula de osíxeno. O erro de **Dalton** foi supoñer que tanto o hidróxeno como o osíxeno eran monoatómicos e que as moléculas de auga eran diatómicas (incorreccións desta clase cometeu con moitos elementos e compostos).

O físico italiano **Avogadro**, nun intento de conciliar a *teoría atómica de Dalton* coa *lei de Gay-Lussac*, tivo que supoñer que elementos gasosos como o hidróxeno e o osíxeno presentábanse na natureza en forma diatómica, así como que a molécula de auga estaba constituída por dous átomos de hidróxeno e un de osíxeno. De tal modo que a anterior expresión pode quedar como:



Ademais desta observación, **Avogadro**, en 1811 tivo que enunciarse a arriscada e temeraria hipótese de que *volumes iguais de gases diferentes, medidos nas mesmas condicións de presión e temperatura, conteñen sempre o mesmo número de moléculas*. Deste xeito, se que se pode xustificar que un volume de osíxeno con dous volumes de hidróxeno formen dous volumes de auga.

Xustificamos agora, con outro esquema, a brillante solución de **Avogadro**. Habiamos visto que *un volume de hidróxeno* cando reacciona *cun volume de cloro* forma *dous volumes de cloruro de hidróxeno*:



Foron moitos, os científicos da época, os que non creron en **Avogadro**, pero, a súa hipótese *estableceu unha clara distinción entre átomos e moléculas*, á vez que *permitiu a determinación correcta das masas atómicas*. Non foi admitida dunha forma xeral ata 1860 (**Avogadro** morrera en 1856), data na que **Canizzaro** presentou con claridade o alcance e significado da hipótese do seu mestre no Congreso de Química de **Karlsruhe**. Desde ese momento a *hipótese de Avogadro* acadou a *categoría de Lei*.