
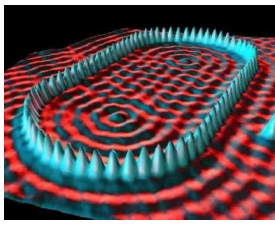
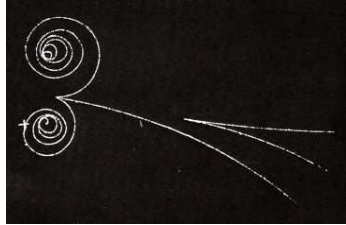


2.6 Teoría atómica (unha longa historia)

Milleiros de resultados experimentais avalan a idea de que os gases, os sólidos e os líquidos, en todo o universo, están formados por átomos. Pero chegar a esta conclusión levoulle á humanidade séculos. A pequena “historia” do átomo é un exemplo magnífico de como se traballa en ciencias: idéanse modelos de como cremos que é a realidade, que serán válidos se explican feitos coñecidos e deixan de ser válidos cando novos resultados experimentais non concordan co modelo. Isto é o que ocorreu coa idea do átomo (e probablemente a historia continúe...).

		
Aurora boreal: estas luces prodúcense cando as partículas subatómicas procedentes do sol baten contra as moléculas do aire preto dos polos terrestres.	Imaxe de átomos de ferro nunha superficie tomada cun microscopio de efecto túnel. As ondas vermellas representan o movemento de electróns atrapados entre os átomos	Fotografía dunha cámara de néboa. Un electrón e un positrón acabados de crear móvense nun campo magnético

2.6.1 Os inicios do átomo na historia

Imaxine que collemos unha folla de papel de aluminio e que a rachamos en metades moitas veces. Se tivéssemos ferramentas axeitadas, poderíamos dividila e dividila indefinidamente en anacos máis e máis pequenos? Seguirían a ser aluminio eses anaquiños?

Os filósofos da antiga Grecia pensaron moito sobre isto. Un deles, Leucipo (450 a.C.), supuxo que logo de moitas divisións chegaríamos a ter unha partícula tan pequena que non se podería dividir máis veces. O seu discípulo, Demócrito de Abdera (470-380 a.C.), chamou átomos a estas partículas (átomo significa indivisible en grego).



Pero Aristóteles, o filósofo máis importante da época, non concordaba coa idea dos átomos indivisibles. Para Aristóteles todas as substancias estaban formadas por mesturas de catro elementos: aire, terra, auga e lume. O seu enorme prestixio fixo que ninguén cuestionase as súas ideas, e o átomo de Demócrito foi esquecido durante máis de 2.000 anos.



A Escola de Atenas, do pintor Rafael. Os filósofos gregos nunca experimentaban, xa que traballar coas mans era cousa de artesáns; eles só pensaban. Crían que a mente era suficiente para coñecer a verdade

2.6.2 Modelo atómico de John Dalton (1808)

Este científico británico retoma a idea dos átomos de Demócrito para explicar as leis dos gases, que xa estudamos, e algunhas leis sobre as reaccións químicas. Os postulados da súa teoría atómica publicada en 1808 foron:


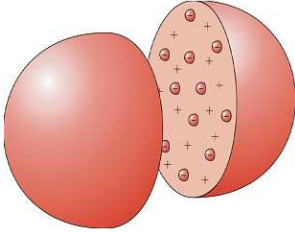
	<ul style="list-style-type: none">[1] Toda a materia está formada por átomos indivisibles	
	<ul style="list-style-type: none">[2] Todos os átomos dun elemento químico son idénticos, pero diferentes en forma e peso dos doutro elemento químico. Por exemplo, todos os átomos de carbono son iguais, pero diferentes dos de osíxeno	
	<ul style="list-style-type: none">[3] Os compostos químicos están formados pola unión de átomos de diferentes elementos, sempre na mesma proporción	
	<ul style="list-style-type: none">[4] Nunha reacción química os átomos non se crean nin desaparecen, só cambian as unións entre eles	

Como veremos máis adiante, Dalton equivocábase. El pensaba que o átomo era unha esfera indivisible, pero hoxe xa sabemos que contén partículas máis pequenas que el. Tamén confundía elementos con compostos e por tanto equivocábase na súa composición.

2.6.3 Modelo atómico de Thomson (1897)

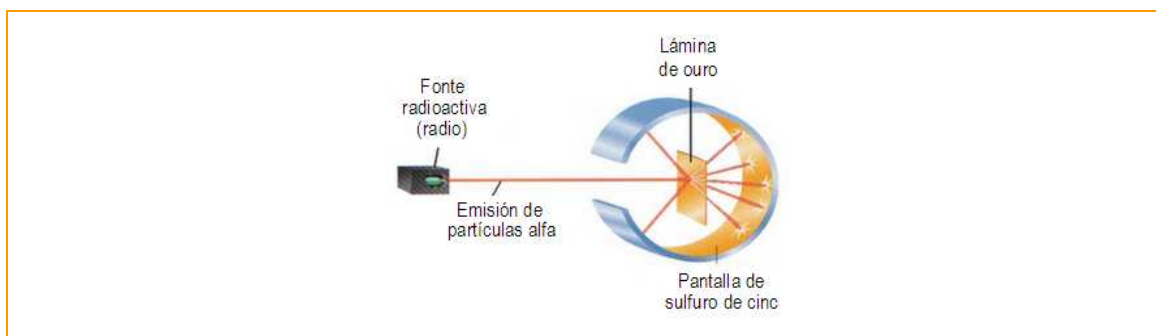
Noventa anos despois de Dalton, o físico J.J. Thomson propuxo a existencia de partículas con carga eléctrica negativa nos átomos de todos os elementos para explicar experimentos coma a electrólise ou a adquisición de carga eléctrica cando fricciónamos os corpos; chamou a estas partículas electróns (do grego *elektron* que significa “ámbar”). Thomson mediu experimentalmente que a masa dos electróns era moito menor que a masa do átomo.

Pero, se a materia era electricamente neutra (sen carga), os átomos tamén debían ser neutros. Como é un átomo entón se pensamos na existencia de electróns negativos? Por de pronto xa non é indivisible, como dicía Dalton, xa que do átomo poden saír electróns, moito menores que o átomo enteiro. Ademais dos electróns ten que haber carga eléctrica positiva que compense a negativa e faga neutro o átomo. Thomson pensou que os electróns poderían estar espallados por unha esfera homoxénea de materia positiva. A este modelo coñeceuse popularmente como modelo do “pudding de pasas”, no que os electróns son as pasas somerxidas nunha masa de biscoito positiva.

	
J.J. Thomson no seu laboratorio	Imaxe do átomo de Thomson

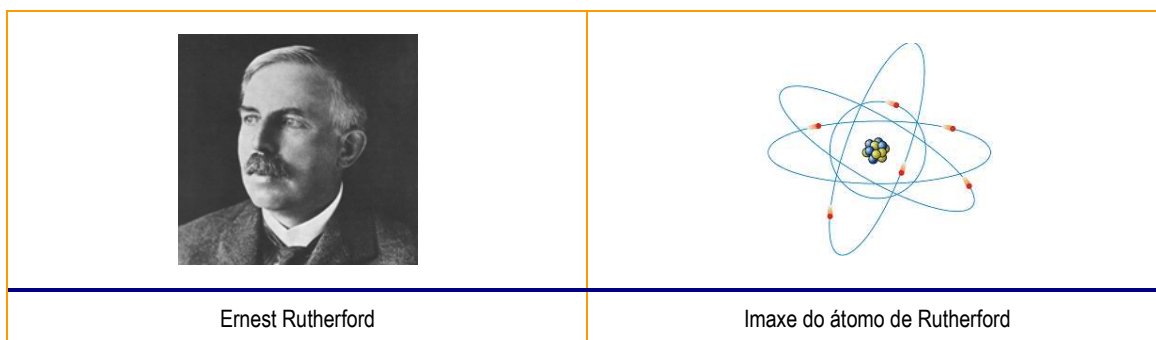
2.6.4 Modelo atómico de Rutherford (1909)

No ano 1909 dous discípulos de Ernest Rutherford lanzaron partículas alfa positivas (procedentes dunha desintegración radioactiva) contra os átomos de ouro dunha lámina metálica moi fina. A maioría das partículas alfa atravesaron a lámina sen case desviarse, como agardaban, pero para gran sorpresa de Rutherford, unhas poucas rebotaban cara a atrás! Que atopaban no seu camiño? Se os átomos eran como pensaba Thomson, as partículas alfa non podían rebotar (era como se unha bala de canón rebotase contra unha folla de cartón!).



Logo de darlle voltas ao asunto durante case dous anos, Rutherford concluíu que o átomo estaba formado por un núcleo (de tamaño cen mil veces menor que o átomo enteiro) onde se concentraba toda a carga positiva e case toda a masa. Isto é o que as partículas alfa atopaban no seu camiño: o núcleo, que repele esas partículas e fainas rebotar. O feito de que moi poucas rebotasen cara atrás débese ao diminuto tamaño do núcleo. E os electróns móvense arredor do núcleo en órbitas circulares ou elípticas sen escapar fóra do átomo, algo así como os planetas arredor do Sol. Por iso se coñeceu este modelo co nome de “modelo planetario ou do sistema solar”.

Resumindo, a imaxe que Rutherford tiña do átomo é a da figura que se xunta:



En realidade a figura non está a escala; nela o núcleo tería que ser cen mil veces máis pequeno que o átomo e no debuxo sería pouco máis que un punto case invisible. Así que podemos dicir que o volume do átomo está, practicamente, baleiro.

Rutherford chamou *protóns* as partículas positivas do núcleo. Anos máis tarde, un discípulo seu, Chadwick, atoparía que no núcleo tamén hai outras partículas sen carga e cunha masa case igual a do protón: os neutróns.

Na táboa seguinte recóllense os datos de carga e masa das tres partículas que compoñen os átomos.

Partícula	Masa (kg)	Masa (u)	Carga (C)	Situación
▪ Protón	$1,672 \cdot 10^{-27}$	1,00728	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	Núcleo
▪ Neutrón	$1,674 \cdot 10^{-27}$	1,00867	0	Núcleo
▪ Electrón	$9,1 \cdot 10^{-31}$	0,00055	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	Codia

Actividades resoltas

Un átomo de osíxeno ten oito protóns e nove neutróns.

▪ Cantas partículas ten no núcleo?	Tanto os protóns como os neutróns están xuntos no núcleo; daquela neste hai $8+9 = 17$ partículas.
▪ Cantos electróns ten na codia? Por que?	O átomo ten que ser neutro; se no núcleo hai oito protóns con carga positiva, entón ten que ter na codia oito electróns negativos.

As distancias entre os electróns e o núcleo son enormes comparadas co tamaño do núcleo, así que a maior parte do volume do átomo non ten nada, está baleiro. Poderíase comprimir un átomo ata que os electróns acabasen dentro do núcleo (colapso atómico)?

Solución	Si, aínda que a presión tería que ser enorme. Presións como estas só se alcanzan en obxectos astronómicos como as estrelas de neutróns e os furados negros. Esperemos que os átomos da Terra non colapsen!
-----------------	--

Como cambiaría a densidade dese átomo?

Solución	A <i>densidade</i> (masa/volume) aumentaría enormemente, xa que a mesma masa do átomo estaría concentrada nun espazo moi pequeno
-----------------	--

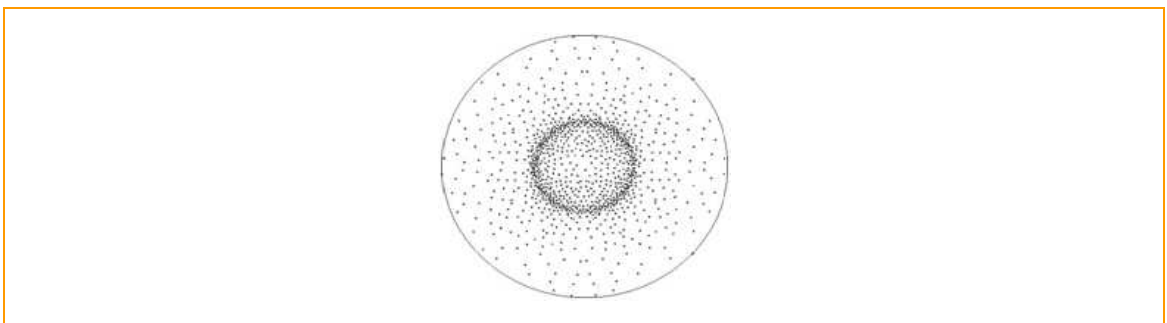
Actividades propostas

- S8.** O modelo atómico de Rutherford foi chamado o modelo planetario. Por que cre que se lle puxo ese nome?
- S9.** No modelo de Rutherford os electróns xiran arredor do núcleo. Por que xiran e non escapan fóra do átomo? Que os mantén retidos?

2.7 Modelo atómico actual: modelo mecano-cuántico

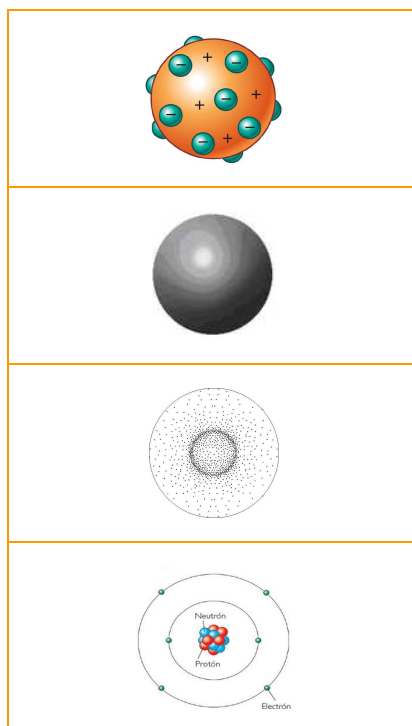
O modelo de Rutherford seguía sen explicar moitos fenómenos físicos importantes, como por exemplo os espectros atómicos da maioría dos elementos químicos. Tampouco puido facelo o modelo proposto polo físico dinamarqués Niels Bohr un pouco máis tarde (é un modelo parecido ao de Rutherford, pero os electróns só poden xirar nunhas cantas órbitas permitidas). Cumpriu modificar estes modelos, nado deste xeito, a principios do século XX, unha nova disciplina dentro da Física: a *mecánica cuántica*. Dada a dificultade desta disciplina describiremos moi brevemente como é o modelo que propón.

O núcleo segue concentrando a carga positiva do átomo pero xa non se fala de órbitas definidas para o electrón, senón de *orbitais*. Un orbital defínese como a zona do espazo onde hai maior probabilidade de atopar o electrón. Esta maior probabilidade indícase no debuxo con puntos e alí onde hai maior probabilidade haberá máis puntos. No debuxo vemos claramente que atoparemos con maior probabilidade o electrón preto do núcleo.



Actividade proposta

S10. Una con frechas os distintos debuxos do átomo co nome correcto do modelo.



- Modelo de orbitais.
- Modelo de Thomson.
- Modelo de Rutherford.
- Modelo de Dalton.

2.8 Número atómico, número másico e isótopos

2.8.1 Número atómico (Z) e número másico (A)

Número atómico (Z)

É o número de protóns que ten un núcleo. Todos os átomos do mesmo elemento químico teñen igual número atómico. Por exemplo, todos os átomos de ferro teñen 26 protóns e todos os de carbono seis protóns.

Número másico (A)

É o número de protóns mais neutróns do núcleo, é dicir, o número total de partículas que hai no núcleo. Aínda que este número non é exactamente igual á masa do átomo, e moi semellante a ela; de aí o seu nome. Desta definición dedúcese que o número de neutróns dun átomo é A-Z.

Así escribimos o símbolo completo dun átomo que ten sete protóns e oito neutróns:



É nitróxeno porque nitróxeno son todos os átomos que teñen sete protóns.



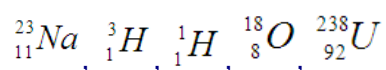
É un átomo que ten 26 protóns positivos, 30 neutróns e 26 electróns. Nun átomo neutro o número de protóns (positivos) ten que ser igual ao número de electróns (negativos).

Actividades resoltas

Escriba os símbolos completos dos átomos seguintes coa información que se dá en cada caso:

Z = 12, número de neutróns = 15	${}_{12}^{27}\text{Mg}$
Z = 25, A = 54	${}_{25}^{54}\text{Mn}$
Número de protóns = 30, A = 65	${}_{30}^{65}\text{Zn}$

Elabore unha táboa que indique o número de protóns, neutróns, electróns, número atómico e número másico dos átomos seguintes:



	Nº de protóns	Nº neutróns	Nº electróns	Nº atómico (Z)	Nº másico (A)
${}_{11}^{23}\text{Na}$	11	12	11	11	23

3_1H	1	2	1	1	3
1_1H	1	0	1	1	1
${}^{18}_8O$	8	10	8	8	18
${}^{238}_{92}U$	92	146	92	92	238

Actividades propostas

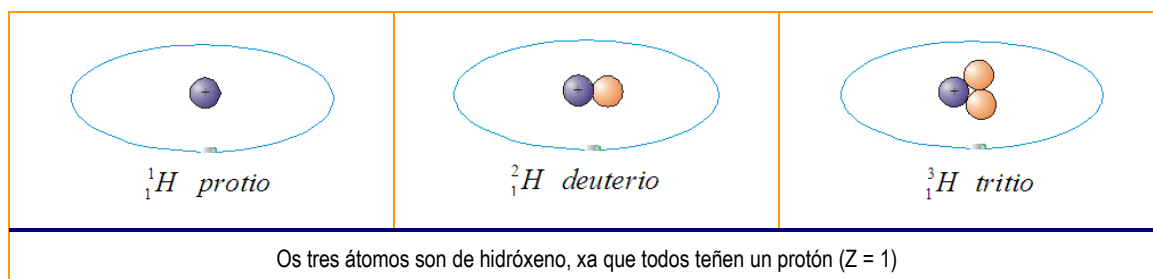
S11. Indique nos seguintes elementos o número de electróns, protóns e neutróns.

	Nº atómico	Nº máscico	Nº protóns	Nº electróns	Nº neutróns
▪ Litio	3	7			
▪ Potasio	19	39			
▪ Argon	18	40			
▪ Prata	47	108			

2.8.2 Isótopos

Fíxese nos núcleos seguintes: ${}^{12}_6C$ ${}^{13}_6C$ ${}^{14}_6C$

Teñen igual o número atómico (6) e diferente o número máscico, ou o que é equivalente, teñen igual número de protóns e diferente número de neutróns. A estes átomos ou núcleos chamámolos isótopos. Como exemplo, o hidróxeno, o elemento químico máis sinxelo, ten tres isótopos:



Actividade resolta

Dalton pensaba que todos os átomos dun elemento químico eran idénticos. Tiña razón ou estaba equivocado?

Solución

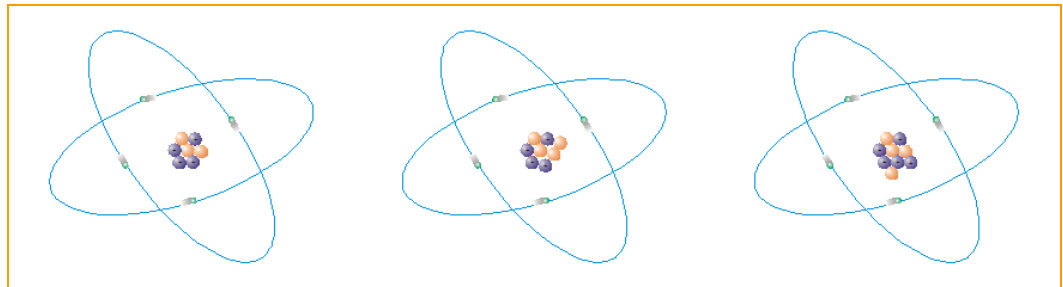
Estaba equivocado. Pensaba que todos os átomos de hidróxeno (por exemplo) eran iguais; hoxe sabemos que poden non ser idénticos: poden ter diferente número de neutróns, isto é, poden ser isótopos.

Actividades propostas

S12. Indique se son verdadeiras ou falsas estas afirmacións:

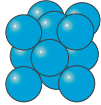
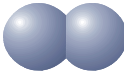


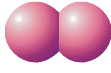
Afirmación	V / F
▪ Todos os átomos dun elemento químico teñen o mesmo número de protóns.	
▪ Todos os átomos dun elemento teñen o mesmo número de electróns.	
▪ Os número másico e atómico sempre son números enteiros, sen decimais.	
▪ Dous átomos distintos poden ser os dous de ouro.	

S13. Os tres átomos da figura, son isótopos entre si? Razoe a súa resposta.

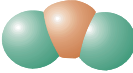

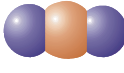



2.9 Elementos e compostos

Desde o punto de vista atómico un elemento químico é unha substancia que está formada por átomos de igual número atómico Z. Exemplos:

Nome	Fórmula química	Representación gráfica
▪ Ferro	Fe	
▪ Osixeno molecular	O ₂	
▪ Ozono	O ₃	
▪ Fósforo	P ₄	
▪ Nitróxeno	N ₂	

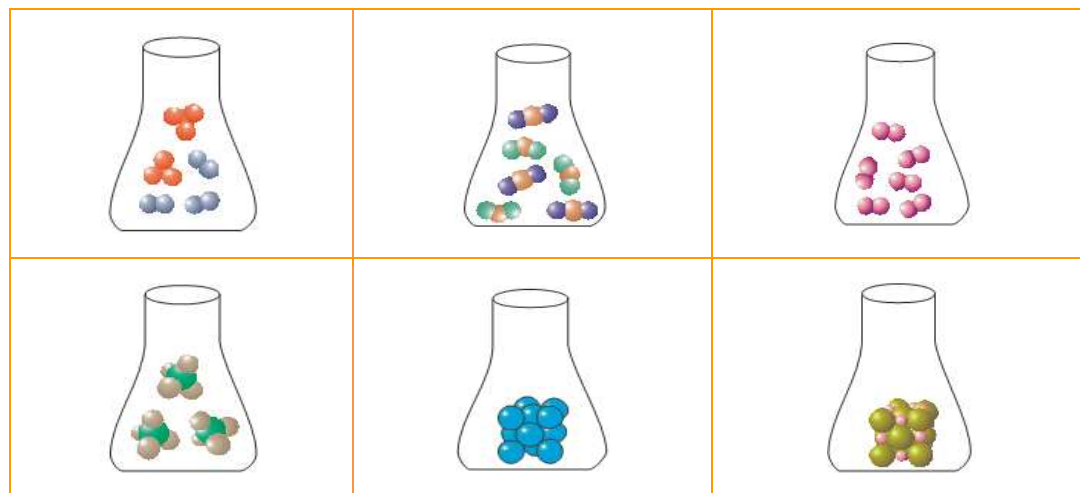
Un composto químico é unha substancia pura que está constituída por átomos de varios elementos. Exemplos:

Nome	Fórmula química	Representación gráfica
▪ Auga	H ₂ O	
▪ Metano	CH ₄	
▪ Dióxido de carbono	CO ₂	
▪ Cloruro de sodio	NaCl	

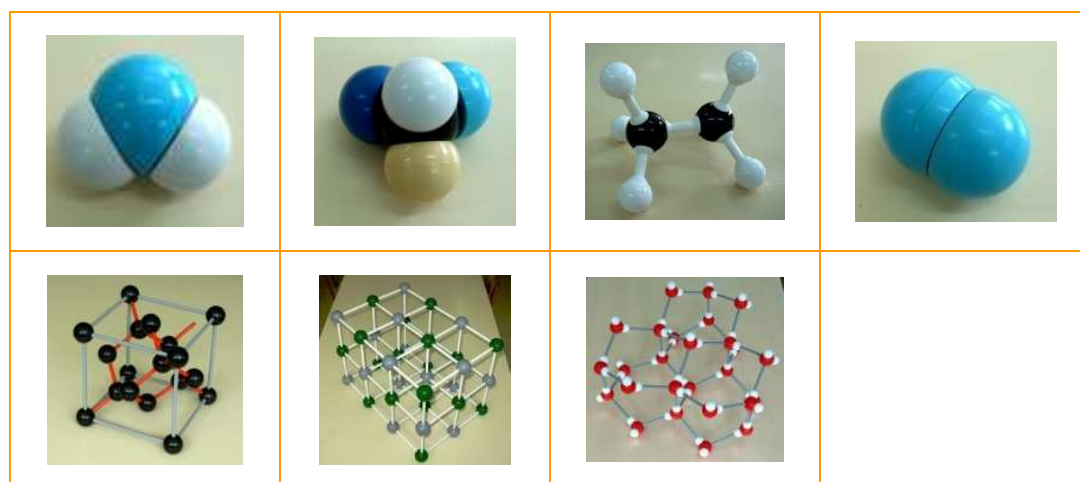
Lembre da unidade didáctica anterior que nunha mestura hai varias substancias puras.

Actividades propostas

- S14. Á vista dos debuxos seguintes, determine se en cada matraz hai unha substancia pura ou unha mestura, e se son elementos ou compostos químicos:



- S15. Repita o exercicio anterior con estas fotografías de modelos tridimensionais:



2.10 Ións

Un ión é un átomo que perdeu ou gañou un ou máis electróns.

- Un ión positivo chámase *cación*. É un catión o Al^{+3} , onde o +3 está indicando que o aluminio perdeu tres electróns e por iso está cargado positivamente.
- Un ión negativo chámase *anión*. É un anión o N^{-3} onde o -3 nos indica que o nitróxeno gañou tres electróns, quedando cargado negativamente.

Actividade proposta

S16. Indique nos seguintes ións o número de electróns e protóns.

	Nº atómico	Nº protóns	Nº electróns
${}_{20}Ca^{+2}$			
${}_{8}O^{-2}$			
${}_{13}Al^{+3}$			
${}_{11}Na^{+}$			
${}_{9}F^{-}$			

2.11 Sistema periódico dos elementos químicos

O sistema periódico dos elementos é unha táboa en que os elementos químicos hoxe coñecidos (111) están ordenados en sete fileiras e 18 columnas. As fileiras chamámolas *períodos* e ás columnas *grupos*. Os elementos están colocados de menor a maior número atómico, de xeito que na mesma columna cadran elementos con propiedades químicas semellantes que varían de xeito repetitivo ao baixar no grupo; de aí o nome de “periódica”.

En cada recadro da táboa aparece o símbolo do elemento químico, o nome do elemento, o número atómico e a masa atómica en *uma* (u; $1\text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24}$ gramos).

A táboa periódica oficial é publicada pola IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*). A que expomos deseguido é semellante á oficial na súa versión en galego.

O sistema periódico non sempre tivo este aspecto; foise enchendo á medida que se ían descubrindo novos elementos. Hoxe xa non quedan ocos: todos os elementos químicos naturais foron xa descubertos. O helio (He) foi descuberto antes no Sol que na Terra!

IUPAC - TÁBOA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18				
1	1 H hidróxeno 1.00794																	2 He helio 4.002602				
2	3 Li litio 6.941	4 Be berilio 9.012182															5 B boro 10.812	6 C carbono 12.0108	7 N nitróxeno 14.0067	8 O oxixeno 15.9994	9 F flúor 18.9984	10 Ne neón 20.1797
3	11 Na sodio 22.989769	12 Mg magnesio 24.3050															13 Al aluminio 26.98154	14 Si silicio 28.0855	15 P fosforo 30.97376	16 S azufre 32.065	17 Cl cloro 35.453	18 Ar argón 39.948
4	19 K potasio 39.0983	20 Ca calcio 40.078	21 Sc escandio 44.955912	22 Ti titanio 47.867	23 V vanadio 50.9415	24 Cr cromo 51.9962	25 Mn manganeso 54.938045	26 Fe ferro 55.845	27 Co cobalto 58.933195	28 Ni níquel 58.6934	29 Cu cobre 63.546	30 Zn zinco 65.409	31 Ga galio 69.723	32 Ge germanio 72.64	33 As arsénico 74.92160	34 Se selenio 78.96	35 Br bromo 79.904	36 Kr kriptón 83.798				
5	37 Rb rubidio 85.4678	38 Sr estroncio 87.62	39 Y itrio 88.90585	40 Zr zirconio 91.224	41 Nb niobio 92.90638	42 Mo molibdeno 95.94	43 Tc tecnecio [98]	44 Ru rutenio 101.07	45 Rh rodio 102.90550	46 Pd paladio 106.42	47 Ag prata 107.8682	48 Cd cadmio 112.411	49 In indio 114.818	50 Sn estanho 118.710	51 Sb antimonio 121.760	52 Te teluro 127.60	53 I iodo 126.90447	54 Xe xenón 131.293				
6	55 Cs cesio 132.905451	56 Ba bario 137.328	57-71 lantánidos	72 Hf hafnio 178.49	73 Ta tántalo 180.94788	74 W tungsteno 183.84	75 Re renio 186.207	76 Os osmio 190.23	77 Ir iridio 192.217	78 Pt platino 195.084	79 Au ouro 196.966569	80 Hg mercurio 200.59	81 Tl talio 204.3833	82 Pb chumbo 207.2	83 Bi bismuto 208.9804	84 Po polonio [209]	85 At astato [210]	86 Rn radón [222]				
7	87 Fr francio [223]	88 Ra radio [226]	89-103 actínidos	104 Rf ruterfórcio [261]	105 Db dubnio [262]	106 Sg seaborgio [266]	107 Bh bohrio [264]	108 Hs hasio [277]	109 Mt meitnerio [268]	110 Ds darmstacio [271]	111 Rg roentgenio [272]											
6	57 La lantano 138.90548	58 Ce cerio 140.116	59 Pr praseodimio 140.90768	60 Nd neodimio 144.242	61 Pm promecio [145]	62 Sm samario 150.36	63 Eu europio 151.964	64 Gd gadolinio 157.25	65 Tb terbio 158.92535	66 Dy diprosio 162.500	67 Ho holmio 164.93032	68 Er erbio 167.259	69 Tm tulio 168.93421	70 Yb iterbio 173.04	71 Lu lutecio 174.967							
7	89 Ac actinio [227]	90 Th torio 232.03806	91 Pa protactinio 231.03688	92 U urano 238.02891	93 Np neptunio [237]	94 Pu plutonio [244]	95 Am americio [243]	96 Cm curio [247]	97 Bk berquelio [247]	98 Cf californio [251]	99 Es einsteinio [252]	100 Fm fermio [257]	101 Md mendelivio [258]	102 No nobelio [259]	103 Lr lawrencio [262]							

Esta táboa periódica aparece na derradeira páxina desta unidade ampliada.

2.11.1 Metais e non metais

A clasificación máis sinxela que podemos facer dos elementos da táboa periódica é en metais e non metais. Os metais están situados na zona esquerda e central da táboa periódica e van ata a liña escura en forma de escaleira. Os non metais están á dereita (son moitos menos que os metais como se pode observar). Entre eles hai uns cantos con propiedades intermedias entre os metais e os non metais colocados arredor da escaleira: son os semimetais, importantísimos na industria das telecomunicacións. Son o Si, Ge, As, Sb e Te.

2.11.2 Grupos e períodos

Alguns dos grupos do sistema periódico teñen especial interese para a Química, xa que os elementos que os forman interveñen nun gran número de procesos. Estes grupos reciben nomes especiais:

- O grupo 1 (agás o hidróxeno): son os elementos *alcalinos*.
- O grupo 2: son os *alcalinotérreos*.
- Do grupo 3 ata o 12: son os *metais de transición*.
- O grupo 16: son os *anfíxenos*.
- O grupo 17: son os *halóxenos*.
- O grupo 18: son os *gases nobres*.
- Os dous períodos que figuran abaixo de todo na táboa periódica son os *lantánidos* e os *actínidos*, en conxunto chamados *terras raras*.

Actividade resolta

Escriba o nome e o símbolo de:



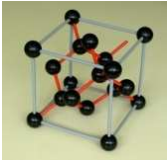
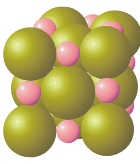
▪ Dous metais alcalinos	Cesio (Cs), litio (Li).
▪ Dous semimetais	Selenio (Se), xermanio (Ge).
▪ Tres metais de transición	Cromo (Cr), rutenio (Ru), ouro (Au).
▪ Dous gases inertes	Ar (argon), Xe (xenon).
▪ Un halóxeno	Cl (cloro).
▪ Dous non metais	Xofre (S), carbono (C).
▪ Un actínido	Uranio (U).

Actividades propostas

- S17.** Un halóxeno úsase en lámpadas domésticas e nos faros dos coches. Cal é?
- S18.** Cantos elementos químicos contén o 6º período?
- S19.** En substitución do termómetro de mercurio vén de aparecer nas farmacias o termómetro de galistán. O galistán é unha nova aliaxe líquida de metais. Procure en internet que metais forman esta mestura e en que proporción.

2.12 Enlace químico

Case todos os átomos teñen tendencia a unirse a outros átomos formando moléculas ou redes cristalinas (partículas ordenadas xeometricamente, formando filas e planos):

			
Molécula de auga	Molécula de osixeno	Rede cristalina metálica	Rede cristalina iónica

A unión entre dous átomos chámase “enlace químico”. Por que se enlazan os átomos? Porque xuntos teñen menos enerxía que separados e así aumenta a súa estabilidade; ceden, captan ou comparten os seus electróns máis externos co fin de alcanzar esa maior estabilidade.

Os átomos poden unirse entre si de tres formas que dan lugar a tres tipos de enlace diferentes: enlace iónico, enlace covalente e enlace metálico. Vexamos isto deseguido.

2.12.1 Regra do octeto

Os átomos dos gases nobres (He, Ne, Ar...) non se enlazan con outros átomos: son gases monoatómicos, é dicir, dun só átomo. Xa que logo, eses átomos xa son estables e non precisan enlazarse con outros para diminuír a súa enerxía. Que teñen de especial estes átomos? Pois que teñen oito electróns na derradeira capa. Penseuse entón que o obxectivo dos átomos era ter oito electróns na última capa (regra do octeto), e iso poden conseguilo enlazándose con outros átomos gañando, perdendo ou compartindo algúns electróns.

Actividade resolta

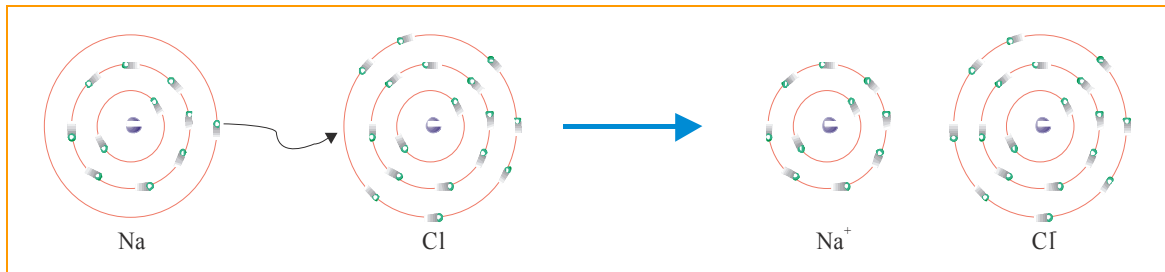
Á vista da táboa periódica, cantos electróns lles faltan ou lles sobran aos seguintes átomos para cumprir a regra do octeto?

Na (metal)	O sodio ten número atómico 11, e o gas nobre máis próximo ten 10. Por tanto ao sodio sóbralle un electrón.	O (non metal)	O osixeno ten 8 electróns, fáltanlle dous máis para ser como o neon.
Ca (metal)	O calcio ten en total 20 electróns, e o gas nobre argon ten 18: ao calcio sóbralle dous electróns.	S (non metal)	O xofre está na mesma situación que o osixeno, fáltanlle dous electróns para ter os mesmos que o gas nobre argon.
F (non metal)	Ao flúor fáltalle un electrón para ser semellante ao neon.	N (non metal)	Ao nitróxeno fáltanlle tres electróns.
Cl (non metal)	Ao cloro pásalle como ao flúor anterior, fáltalle un electrón para parecerse ao gas nobre argon.	Xe (non metal)	O xenon é xa un gas nobre, non lle falta nin lle sobra ningún electrón para ser estable. Xa o é de seu.
I (non metal)	O iodo ten 53 electróns, o gas nobre máis próximo ten 54: fáltalle un electrón.	H (non metal)	O hidróxeno ten 1 electrón, e o helio (gas nobre) ten 2; daquela o hidróxeno precisa dun electrón máis.

2.13 Modelo de enlace iónico

Da actividade anterior deducimos que os metais teñen tendencia a perder electróns e os non metais a capturalos para conseguir eses 8 electróns na derradeira capa.

Isto é o que ocorre cando se enlazan átomos dos metais con átomos dos non metais por medio do enlace iónico. Vemos isto cun exemplo, a formación do cloruro de sodio NaCl:



Se metemos no mesmo recipiente sodio metálico e gas cloro, cada átomo de sodio, Na, perderá un electrón, transfórmase no catión Na^+ , mentres que o átomo de cloro, Cl, gañará un electrón e converténdose no anión Cl^- : é unha *transferencia* dun electrón dun átomo a outro.

Como as cargas eléctricas de signos opostos se atraen, os ións quedan enlazados formando unha rede cristalina tridimensional; fíxese nas figuras seguintes:



Cristal de halita, NaCl

A estrutura cristalina "ben ordenada" reflíctese na forma xeométrica externa dos minerais, que teñen caras planas e arestas ben definidas.

2.13.1 Propiedades dos compostos iónicos

- *Non conducen a electricidade en estado sólido.* É debido a que os ións están fixos na rede (só poden vibrar), non poden desprazarse e por tanto non poden transportar a corrente eléctrica.
- *Conducen a electricidade disolvidos ou fundidos.* Cando se dissolve ou se funde, a rede cristalina desfáise e os ións xa poden moverse dun lado a outro e xa poden transportar a corrente eléctrica. Como exemplo podemos mencionar a auga destilada (a que usamos para as baterías dos coches). Esta auga case non conduce nada a corrente eléctrica. Botamos sal común (NaCl) na auga anterior e remexemos ata que se disolva. Comprobamos que agora a disolución si que conduce bastante ben a corrente eléctrica.
- *Son fráxiles.* Un golpe fai vibrar a rede; se unha capa dos ións se despraza e quedan enfrontados os de igual signo, repélense e a rede cristalina fractúrase.

- *Teñen temperaturas de fusión e ebulición elevadas.* As forzas eléctricas de atracción entre os ións son moi intensas, separalos precisa achegar moita enerxía. Por iso estas substancias iónicas son todas sólidas a temperatura ambiental. Así, o cloruro de sodio NaCl funde a 801 °C; o óxido de calcio a 2.570°C.
- *Solubidade.* Disólvense ben (non sempre) en auga e pouco ou nada en disolventes orgánicos (augarrás, gasolina, éter, tolueno...). Así, de cloruro de sodio, o sal común, podemos disolver 359 g nun litro de auga, pouco en alcohol e practicamente nada en disolventes orgánicos.

Actividades resoltas

Como se forma o enlace iónico entre o magnesio (Mg) e o cloro (Cl). Cantos electróns perde o magnesio? Cantos gaña o cloro? Cal é a fórmula do composto resultante?

Solución

O magnesio ten dous electróns na última capa, daquela para cumprir a regra do octeto ten que ceder dous electróns. O cloro xa vimos antes que quere capturar un electrón. O único xeito de cumprir ambos os requisitos é que un átomo de magnesio se xunte con dous de cloro: o átomo de magnesio dálle un electrón a un cloro e outro electrón a outro cloro; a fórmula do composto que se orixina é MgCl₂.

As substancias iónicas nunca son elementos, sempre son compostos. Por que?

Solución

O enlace iónico dáse entre un metal e un non metal, deste xeito sempre se unen dous elementos distintos, logo a substancia resultante ten que ser un composto necesariamente.

Actividade práctica: Condutividade das substancias iónicas

Cunha montaxe similar á da figura (pila, amperímetro, cables e vaso) pode comprobar vostede mesmo os feitos seguintes:



- Un sal iónico seco (como o sal común ou o sulfato de cobre) non conduce a corrente eléctrica.
- A auga destilada ou desionizada (vale a que usamos para as baterías dos coches) case non conduce nada a corrente eléctrica.
- Botamos sal (NaCl) na auga anterior e remexemos ata que se disolva. Comprobamos que agora a disolución si conduce bastante ben a corrente eléctrica.

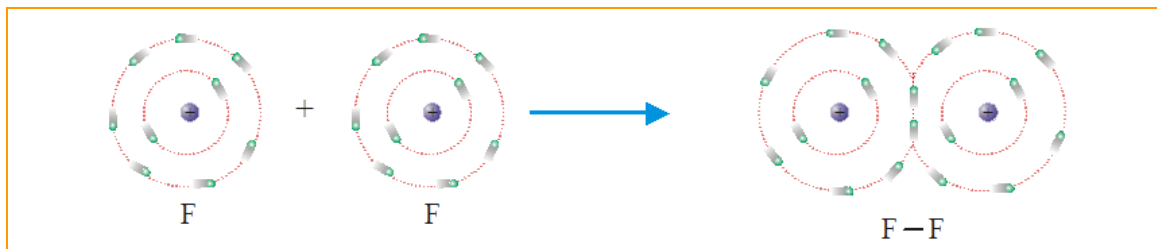
Actividade proposta

S20. Das substancias seguintes, sinala cales presentan enlace iónico e cales non:

KI	CaF ₂	O ₂	H ₂ O	FeO	Hg
----	------------------	----------------	------------------	-----	----

2.14 Modelo de enlace covalente

Este tipo de enlace é a unión típica entre dous non metais. Tomamos como exemplo a molécula de F_2 . Cando dous átomos de flúor (F) se achegan, quedan enlazados. Cada átomo de flúor ten sete electróns na súa derradeira capa e os dous átomos queren capturar un electrón para completar o seu octeto. Como ningún deles vai ceder un electrón xa que o queren por igual, a única solución para ambos é compartilo:



Así, arredor de cada átomo de F móvense oito electróns (seis do átomo e dous compartidos), cumprindo a regra do octeto. Os electróns compartidos constitúen un “enlace covalente”; representámolo cun guión entre os dous átomos: F - F. Os electróns que comparte cada átomo son xusto os lle faltan para completar o seu octeto.

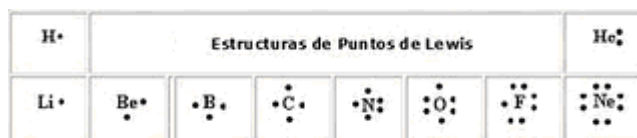
Diagramas de Lewis do enlace covalente

Nestes diagramas os electróns da derradeira capa represéntanse como puntos. Os electróns compartidos débúxanse entre os dous átomos enlazados. O diagrama de Lewis da molécula anterior de gas flúor F_2 sería:



Para representar estes diagramas hai que saber o número de electróns externos (na derradeira capa) dos átomos. Na seguinte táboa aparecen os elementos do segundo período indicando os electróns externos e as súas representacións de Lewis:

Elemento	Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitróxeno	Osíxeno	Flúor	Neon
• Electróns externos	1	2	3	4	5	6	7	8



Outros diagramas de Lewis:

$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H}:\ddot{\text{C}}:\text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$
Molécula de auga H_2O	Molécula de amoníaco NH_3	Molécula de metano CH_4

2.14.1 Propiedades das substancias covalentes moleculares

- Teñen temperaturas de fusión e ebulición baixas, son gases ou líquidos a temperatura ambiente. Isto é debido a que as forzas de atracción entre moléculas son débiles, así que costa pouco traballo separalas.
- Non conducen ben a electricidade.
- Son pouco solubles en xeral en auga, e bastante solubles en disolventes orgánicos.

Actividades resoltas

Que tipo de enlace hai nas substancias seguintes?

▪ CO ₂	Covalente, xa que o carbono e o osíxeno son non metais.
▪ C ₂ H ₆	Covalente: o carbono e o hidróxeno son non metais.
▪ O ₂	Covalente: os dous átomos de osíxeno que se enlazan son non metais.
▪ Srl ₂	Iónico: o estroncio (Sr) é metal, o iodo (I) é non metal.

Represente os diagramas de Lewis das seguintes moléculas: HF, BF₃

HF	BF ₃
$\text{H}:\ddot{\text{F}}:$	$\begin{array}{c} \ddot{\text{F}} \\ \\ \ddot{\text{F}}-\text{B}-\ddot{\text{F}} \\ \\ \ddot{\text{F}} \end{array}$

Actividades propostas

- S21.** Represente os diagramas de Lewis das moléculas: SH₂ e PH₃.
- S22.** O iodo, I₂, ten un enlace covalente. Diga cal será a súa solubilidade (grande ou pequena) en auga, alcohol e gasolina.
- S23.** A parafina é unha substancia covalente derivada do petróleo. Fundirá a temperatura alta ou baixa?
- S24.** Para formar unha molécula covalente, cantos átomos de flúor se xuntan cun de nitróxeno?