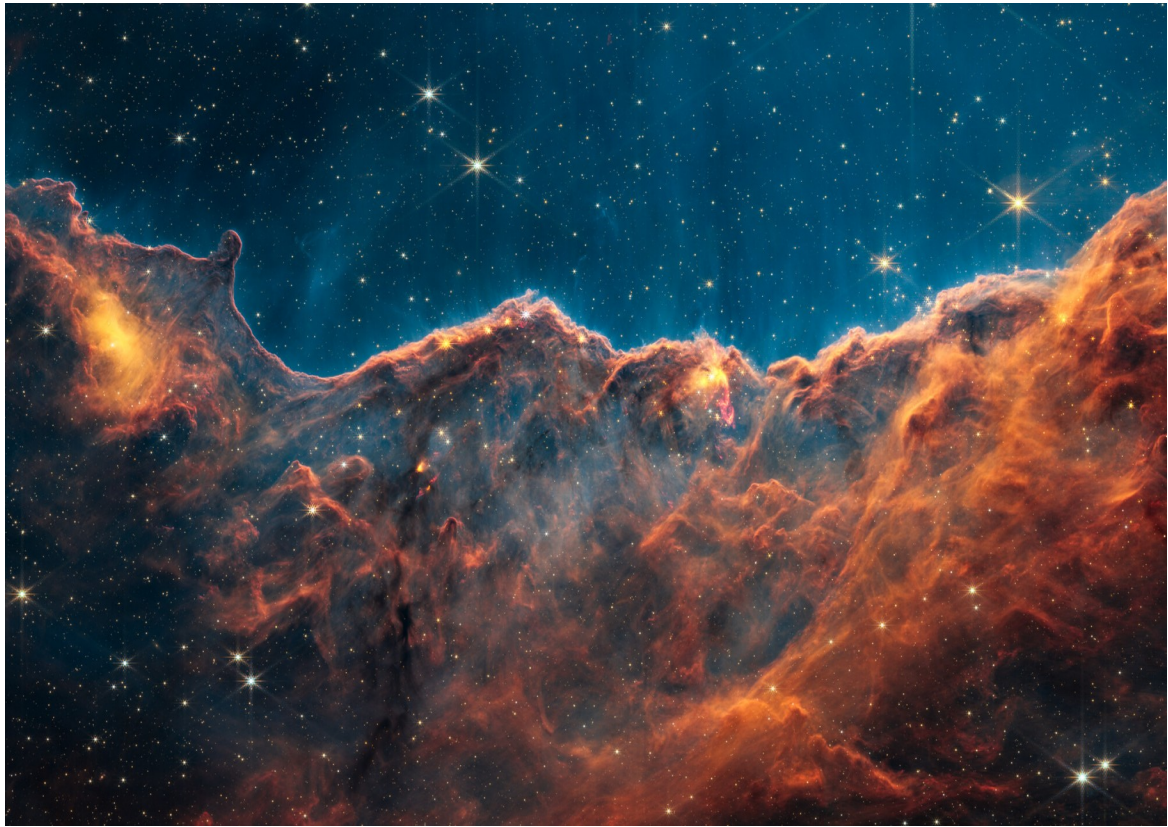




O ÁTOMO. MODELOS ATÓMICOS



Imaxe da nebulosa Carina (telescopio espacial da NASA James Webb, CC-BY-2.0)



ÍNDICE

O ÁTOMO. MODELOS ATÓMICOS

1. A MATERIA.....	1
1.1 Propiedades da materia.....	1
2. MODELOS ATÓMICOS.....	2
2.1 O modelo atómico de Dalton.....	2
2.2 O modelo atómico de Thomson.....	3
2.3 O modelo atómico de Rutherford.....	4
<i>Exercicios</i>	6
3. PROPIEDADES DOS ÁTOMOS.....	8
3.1 Número atómico.....	8
3.2 Símbolo dun elemento.....	8
3.3 Masa atómica. Isótopos.....	9
3.4 Representación dun átomo.....	10
<i>Exercicios</i>	11
SOLUCIÓNS.....	12

1. A MATERIA

Soemos definir o termo materia como *"todo aquilo que ocupe un espazo e posúa masa"*. Os nosos sentidos permítennos apreciar distintas propiedades dos obxectos materiais, tales como se son elásticos ou ríxidos, o estado en que se presentan (sólidos, líquidos...), a súa cor... Pero, que é realmente a materia? Que elementos a constitúen? Hai algún compoñente básico que forme toda a materia que coñecemos?

1.1 Propiedades da materia

Tal e como apreciamos na propia definición de materia, existen dúas propiedades que sempre están asociadas a ela, a masa e o volume.

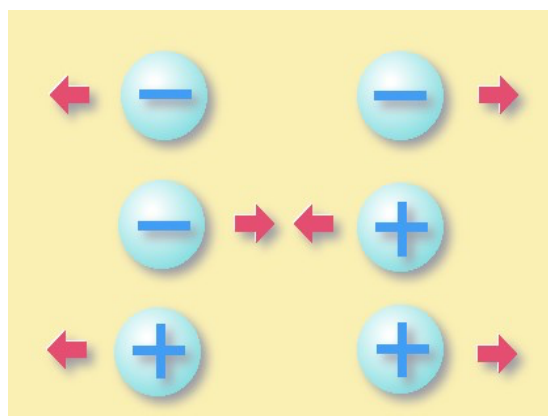
- **Masa:** é a cantidade de materia que contén un corpo e que se mide en quilogramos (kg) no Sistema Internacional de Unidades (SI).
- **Volume ou extensión:** é o espazo que ocupa o corpo e que se mide en metros cúbicos (m³) no SI.

Podemos considerar algunhas outras propiedades que sempre están asociadas a calquera porción de materia (chamadas *propiedades xerais*), como son a súa porosidade, divisibilidade, inercia e impenetrabilidade, pero neste momento resúltanos máis relevante a propiedade que presentan algúns materiais e que chamamos **carga**.

Igual que a masa dun corpo condiciona o seu peso (forza de atracción da Terra sobre o corpo), a carga tamén produce forzas entre os corpos que a posúen.

A propiedade de carga aparece de dous xeitos distintos na materia, isto é, hai dous tipos de carga. A un tipo déuselle o nome de *positiva* e ao outro, o de *negativa*.

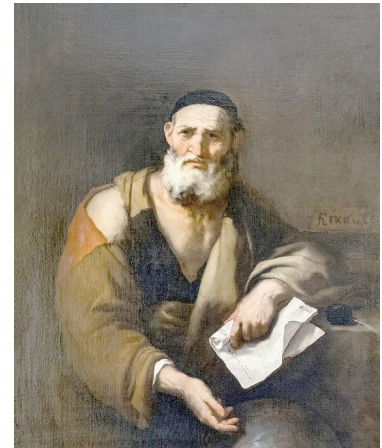
Cando achegamos dous corpos co mesmo tipo de carga observamos que aparece unha repulsión (non queren estar xuntos), pero cando os corpos posúen distinto tipo de carga, tenden a aproximarse por eles mesmos, isto é, exercen unha atracción entre eles.



"Cargas eléctricas" autor Chanchocan (gratuit, CC-SA-3.0)

2. MODELOS ATÓMICOS

A discusión sobre de que está formada a materia é moi anterga. As primeiras ideas que hoxe consideramos acertadas veñen xa dos séculos V e IV antes da nosa era, cando os filósofos gregos Leucipo e Demócrito chegaron á conclusión de que un anaco de materia non se podería cortar pola metade un número infinito de veces, pois chegaría un momento en que se atoparía o anaco de materia máis pequeno posible ao que se lle deu o nome de **átomo**. Consideraban os átomos como unhas partículas materiais indestrutibles que se combinaban entre elas para formar os corpos.



Leucipo. Autor: Didier Descouens
(*gratuit, CC-SA-4.0*)

Por distintas razóns históricas, as ideas dos filósofos atomistas permaneceron esquecidas ata que foron retomadas polo químico inglés John Dalton a finais do século XVIII (máis de 2000 anos despois).

2.1 O modelo atómico de Dalton

Dalton era un químico que comprobou no seu laboratorio que nos procesos en que se combinaban substancias nunca se perdía nin se ganaba masa (*Lei da conservación da masa*). Este feito levouno a pensar que, se a materia estaba formada por partículas, estas non se poden destruír. Tamén observou que, cando as substancias elementais (que non podía descompoñelas noutras máis sinxelas) se combinaban, facíano en proporcións fixas. Das súas experiencias concluíu que:

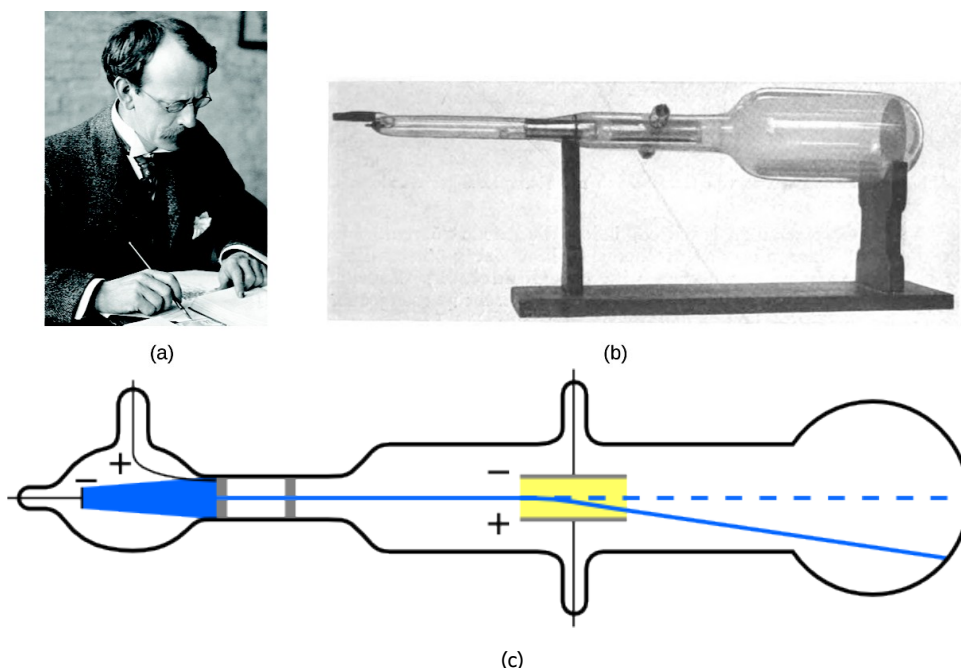
- Toda a materia está feita de átomos, que son partículas indivisibles e indestrutibles.
- Os átomos dun elemento dado son idénticos en masa e propiedades, pero distintos aos de calquera outro elemento.
- As substancias compostas son combinacións de dous ou máis tipos distintos de átomos.
- Nun proceso químico prodúcese unha reordenación dos átomos, pero os átomos non cambian.

Aínda que esta teoría supuxo un grande avance, tiña o problema de que non explicaba o porqué de que exista materia que presenta cargas eléctricas.

2.2 O modelo atómico de Thomson

J.J. Thomson foi un físico inglés que a comezos do século XX descubriu a existencia do **electrón**. O electrón é unha partícula con carga negativa, máis pequena que o propio átomo e que forma parte del.

Tal descubrimento tivo lugar cando estudaba o paso de correntes eléctricas a través dun tubo onde había un gas a moi baixa presión (o tubo case estaba baleiro), e observou que se producía unha especie de raio que saía do **cátodo** (polo negativo da corrente) cara ao **ánodo** (polo positivo) que recibiu o nome de **raio catódico**.



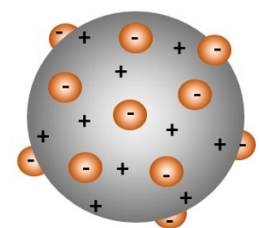
(a) J. J. Thomson (b) Tubo (c) Esquema do movemento do raio catódico.

Autores: (a) modificado de Nobel Foundation; (b): modificado de Eugen Nesper; (c): JJ Thomson Cathode Ray 2 explained. Autor:Kurzon Dominio Público

Utilizando un ánodo cunha fenda conseguiu que ese raio continuase e puido estudalo aplicándolle unhas placas cargadas e uns imáns, de xeito que observou que o raio ía cara á placa cargada positivamente e se afastaba da placa cargada negativamente: estaba formado por partículas moi lixeiras e cargadas negativamente, ás cales chamou **electróns**.

Como a materia non soe estar cargada, propuxo un modelo atómico onde o átomo en condicións normais sería neutro.

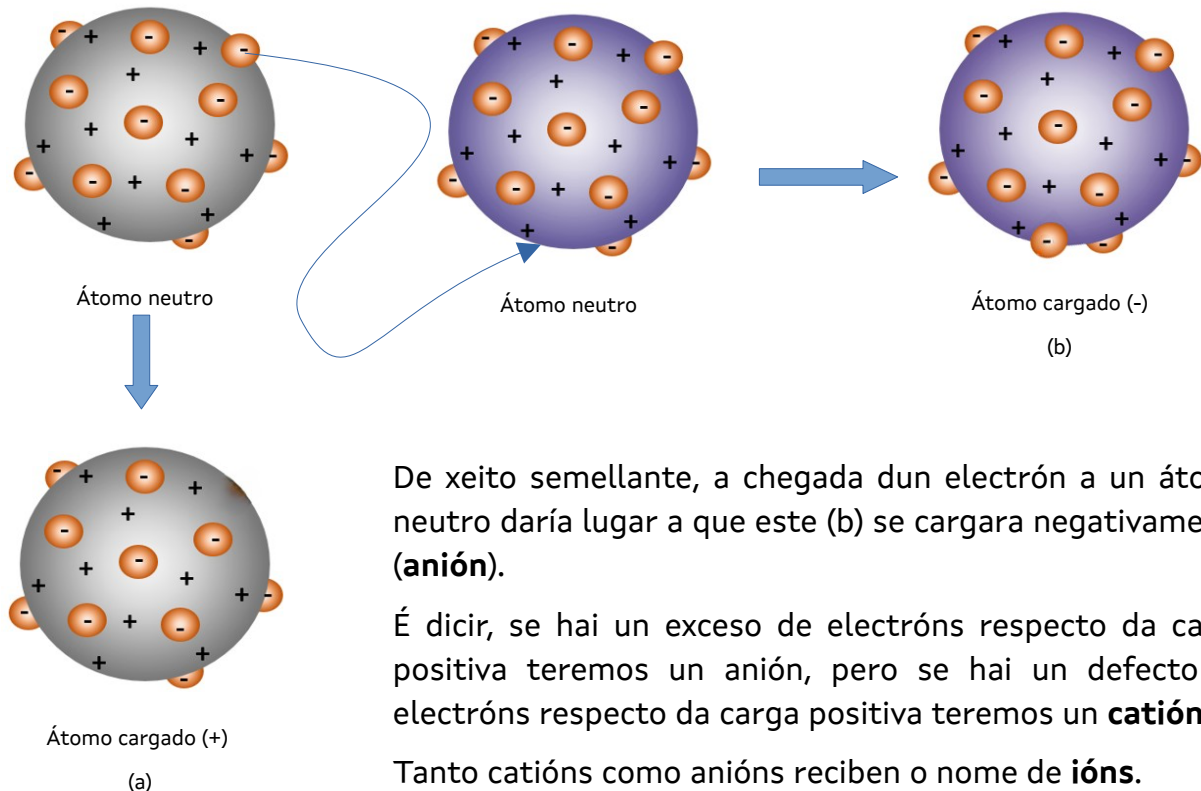
Aínda así, estaría formado por electróns (con carga negativa) e unha masa (como un biscoito) cunha carga positiva igual á do conxunto dos electróns, deste xeito neutralizábanse as cargas negativas, que



Átomo Thomson. Autor: Valkurare. CC BY-SA 4.0

estarían incrustadas na masa (como un biscoito con pasas, onde as pasas serían os electróns).

A existencia de cargas quedaría explicada pola posibilidade de que dun átomo neutro saíra un electrón cara a outro átomo, quedando o primeiro (a) cargado positivamente (**catión**).



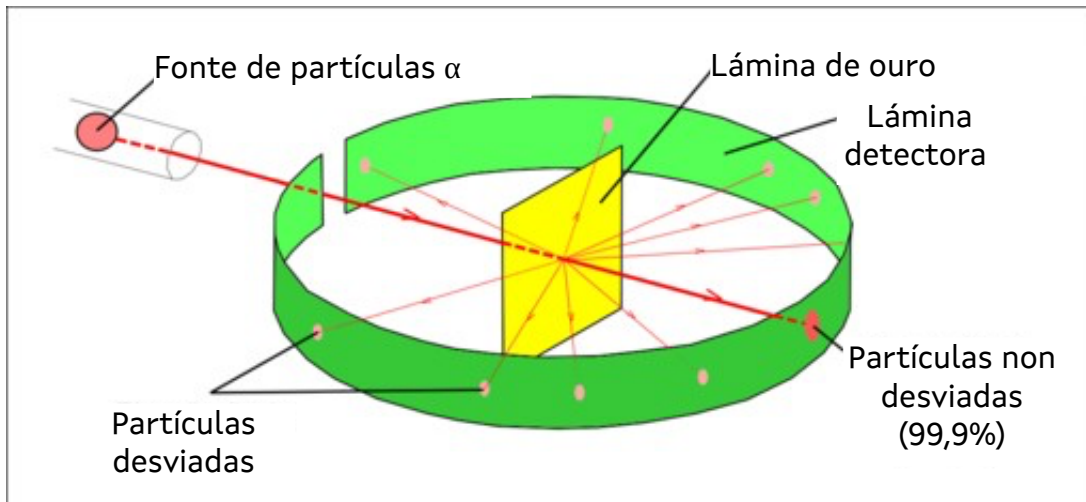
No ano 1909, o físico americano R. A. Millikan foi quen de medir a carga do electrón, que é $1,6 \cdot 10^{-19}$ C (coulomb), e así deducir tamén a súa masa, que é $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg.

Como se pode ver, trátase dunha partícula extremadamente lixeira.

2.3 O modelo atómico de Rutherford

O estudo da radioactividade pola científica francesa de orixe polaco Marie Curie propiciou o estudo a niveis atómicos da materia. Marie Curie (premio nóbel de física e tamén de química) descubriu que algunhas substancias se descompoñían emitindo distintos chorros de radiación (substancias radioactivas) denominados **radiación α** , **β** e **γ** . A **radiación α** estaba formada por partículas cargadas positivamente, a **β** eran chorros de electróns (similares aos raios catódicos) e a radiación **γ** era en realidade unha radiación electromagnética (igual que é a luz) de moi alta enerxía.

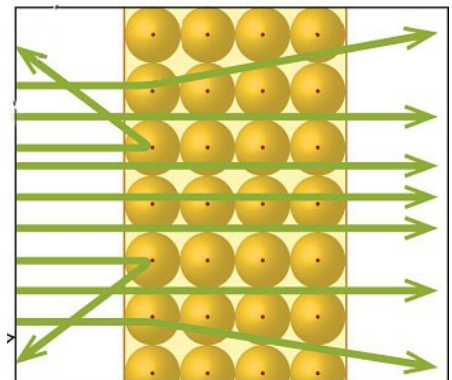
O científico neozelandés E. Rutherford, xunto con outros investigadores, utilizou unha mostra de substancia radioactiva dentro dun canón de chumbo para producir unha especie de escopeta de partículas α que disparou sobre unha lámina moi fina de ouro (o ouro permite facer láminas extremadamente finas), tal como se amosa na seguinte figura:



Experiencia de Rutherford. Autor: Nicolas Eynaud. Licencia CC BY-SA 4.0

Observou que unha moi pequena parte das partículas lanzadas eran desviadas e mesmo rebotadas, o que indicaba que a carga positiva e a masa do átomo non estaba distribuída uniformemente como "un biscoito", tiña que estar concentrada nunha zona extremadamente pequena dentro do átomo, chamada **núcleo**, e haber un grande espazo baleiro.

Na figura da dereita podemos ver unha imaxe de como tiña que estar distribuída a masa e a carga positiva (punto negro no centro de cada esfera) en relación co átomo (esfera).

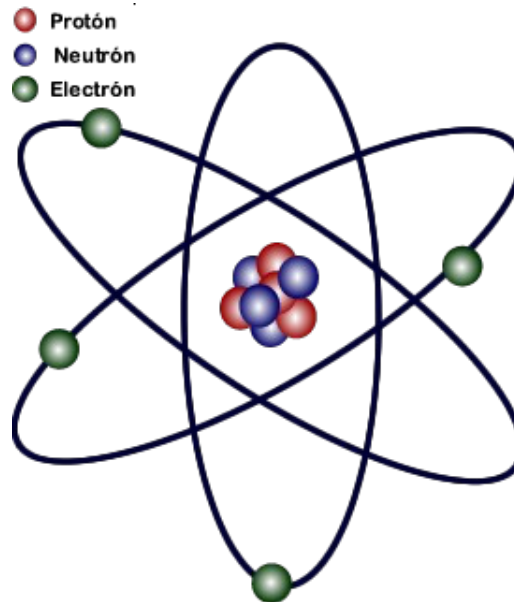


Partículas α e lámina de ouro. Autor: OpenStax Licencia CC BY 4.0(+)

Rutherford propuxo a seguinte estrutura atómica:

- Unha zona central chamada **núcleo** onde se atopa a práctica totalidade da masa de átomo e toda a súa carga positiva.
- Unha zona externa ou **codia** onde se atopan os electróns, de masa case desprezable e con toda a carga negativa.
- A carga positiva do átomo reside nunhas partículas chamadas **protóns**, cada un dos cales posúe unha masa que é case 2000 veces a do electrón.

No ano 1932, o físico inglés James Chadwick comprobou a existencia do **neutrón**, unha partícula que estaba no núcleo, sen carga e cunha masa practicamente igual á do protón. Con isto quedaba completada a base do modelo actual do átomo.



Modelo nuclear do átomo. Autor: Jcymc90. Licencia CC BY-SA 4.0

EXERCICIOS

Exercicio 1

Completa as seguintes frases:

- Existen dúas propiedades que sempre están asociadas á materia, a _____ e o _____. A _____ é a cantidade de _____ que contén un corpo e que se mide en _____ no SI. O _____ é o _____ que ocupa o corpo e que se mide en _____ no SI.
- A propiedade _____ maniféstase de dous xeitos, unha é positiva e outra _____. Os corpos que teñen igual tipo de _____ tenden a _____, e os que posúen distinto tipo tenden a _____.



Exercicio 2

Completa as seguintes frases en relación coa teoría atómica de Dalton:

- Toda a materia está feita de _____, que son partículas _____ e indestrutibles.
- Os átomos dun elemento dado son _____ en masa e propiedades, pero distintos aos de calquera outro elemento.
- As substancias _____ son combinacións de varios tipos distintos de átomos.
- Aínda que esta teoría supuxo un grande avance, tiña o problema de que non explicaba o porqué de que exista materia que presenta _____.

Exercicio 3

Completa as seguintes frases en relación co átomo de Thomson:

- Descubriu o _____ facendo pasar correntes eléctricas por un tubo onde había un gas a moi baixa presión.
- O átomo está formado por _____ (con carga negativa) e unha masa con carga _____. Os electróns están _____ na masa.
- Cando dun átomo neutro sae un electrón cara a outro átomo, o primeiro queda cargado _____ e recibe o nome de _____.
- Cando a un átomo neutro chega un electrón, queda cargado _____ e recibe o nome de _____.

Exercicio 4

Completa as seguintes frases en relación co átomo de Rutherford:

- Rutherford, utilizando as investigacións de Marie Curie sobre a _____, realizou unha experiencia utilizando unha lámina de _____ sobre a que lanzou _____ e observou a súa desviación.
- Así puido descubrir que no átomo existe un _____ onde se atopa toda a carga _____ e a práctica totalidade da _____ do átomo.
- O núcleo está formado por _____ e _____, e na codia están os _____ ; hai un grande espazo _____ dentro do átomo.

3. PROPIEDADES DOS ÁTOMOS

Como sabemos, os átomos están formados por partículas subatómicas cuxas propiedades poden resumirse no seguinte cadro:

Nome	Lugar	Carga (C)	Nº de carga	Masa (kg)
Electrón	Codia	$-1,60 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1 \cdot 10^{-31}$
Protón	Núcleo	$1,60 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,673 \cdot 10^{-27}$
Neutrón	Núcleo	0	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$

Podemos observar que se trata de partículas tan pequenas que resulta difícil imaxinalas. Só con considerar que un átomo ten un tamaño da orde de 10^{-10} m (equivale a dividir o metro en dez mil millóns de partes e coller unha ou a dicir que, nun metro de longo, poderíamos poñer unha fila de dez mil millóns de átomos).

Outra cousa sorprendente é a relación entre o tamaño do núcleo e o tamaño de todo o átomo. Se supoñemos o núcleo do átomo como un chícharo, o átomo correspondente tería o tamaño dun estadio de fútbol! Isto dános unha idea da cantidade de espazo baleiro que hai dentro dun átomo.

3.1 Número atómico

Para distinguir os átomos dun elemento (substancia formada por un único tipo de átomos) dos átomos doutro elemento debemos fixarnos no número de protóns que teñen no seu núcleo. Este número é o que caracteriza cada tipo de átomos; todos os átomos do elemento **hidróxeno** teñen unicamente 1 protón no seu núcleo, os átomos de **helio** teñen exclusivamente 2 protóns no seu núcleo, os átomos de **ouro** teñen exactamente 79 protóns, os de **prata** 47, e así para os 118 elementos existentes.

Ao número de protóns que un átomo posúe no seu núcleo dámoslle o nome de **número atómico** e representámolo coa letra **Z**.

3.2 Símbolo dun elemento

Como ben sabemos, cada elemento ten un nome propio; falamos de ouro, prata, ferro, osíxeno, carbono... pero para referírmonos a eles é máis doado se utilizamos os seus símbolos. Cada elemento (polo tanto, cada un dos posibles números atómicos) posúe un símbolo formado por unha letra maiúscula e, ás veces, tamén unha letra minúscula (en ningún caso podemos utilizar 2 letras maiúsculas). Este símbolo vén do seu nome (pero

non sempre do nome galego ou castelán, pode vir tamén do grego ou do latín). Na táboa seguinte podemos ver os 20 primeiros elementos:

Z	Símbolo	Nome	Z	Símbolo	Nome
1	H	Hidróxeno	11	Na	Sodio
2	He	Helio	12	Mg	Magnesio
3	Li	Litio	13	Al	Aluminio
4	Be	Berilio	14	Si	Silicio
5	B	Boro	15	P	Fósforo
6	C	Carbono	16	S	Xofre
7	N	Nitróxeno	17	Cl	Cloro
8	O	Osíxeno	18	Ar	Argon
9	F	Flúor	19	K	Potasio
10	Ne	Neon	20	Ca	Calcio

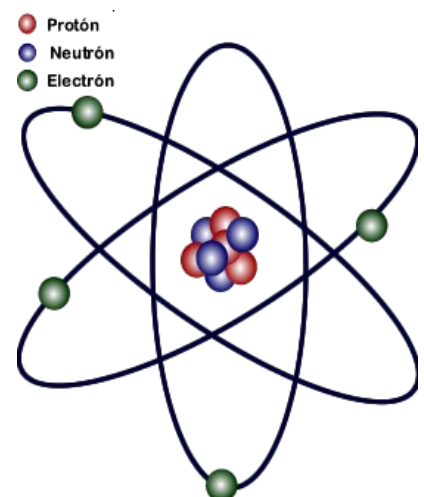
3.3 Masa atómica. Isótopos

Cando falamos da masa dun átomo calquera non se soe expresar en kg, pois esta unidade é enorme en comparación coa súa masa. Para evitar isto escollemos unha unidade chamada **unidade de masa atómica (UMA** ou tamén **u**).

Para simplificar, imos admitir que 1 UMA é igual á masa dun protón ou dun neutrón. Deste xeito, só temos que contar o número de partículas que ten no seu núcleo un átomo calquera para poder expresar a súa masa en UMA.

Por exemplo, no átomo da figura podemos contar que posúe 4 protóns e 4 neutróns no seu núcleo; así pois, tería de masa 8 UMA. Lembremos que os electróns son case 2000 veces menos pesados ca un protón ou un neutrón e non os contamos.

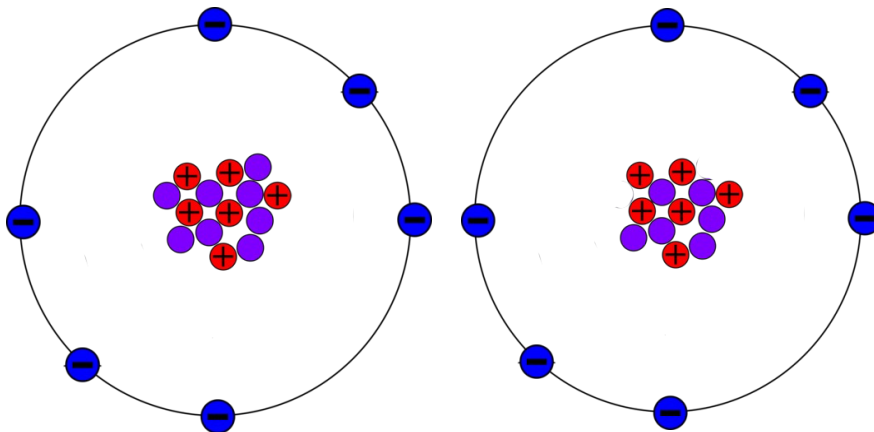
A masa dun átomo representámola por A e dáselle o nome de **número de masa**.



Modelo nuclear do átomo. Autor: Jcymc90. Licencia CC BY-SA 4.0

Pode darse a situación de que teñamos dous átomos dun mesmo elemento pero que non teñen o mesmo número de neutróns no seu núcleo. Neste caso, falamos de que estes átomos son **isótopos** do mesmo elemento.

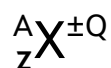
Na figura observamos dous átomos co mesmo número de protóns ($Z=6$) pero con distinto número de neutróns (8 no primeiro caso e 6 no segundo). Se facemos o seu número de masa A teríamos valores de $A=14$ no primeiro caso e $A=12$, no segundo. Estes 2 átomos son isótopos do mesmo elemento (neste caso trátase de dous átomos do elemento carbono, pero o primeiro denomínase carbono-14 e o segundo carbono-12).



Isótopos. Modificado de Shamrockwikiedit. Licencia CC BY-SA 4.0

3.4 Representación dun átomo

Chegou o momento de recompilar toda a información que temos sobre os átomos e sermos capaces de expresala de xeito claro e conciso. Para tal fin utilizamos o seguinte esquema:

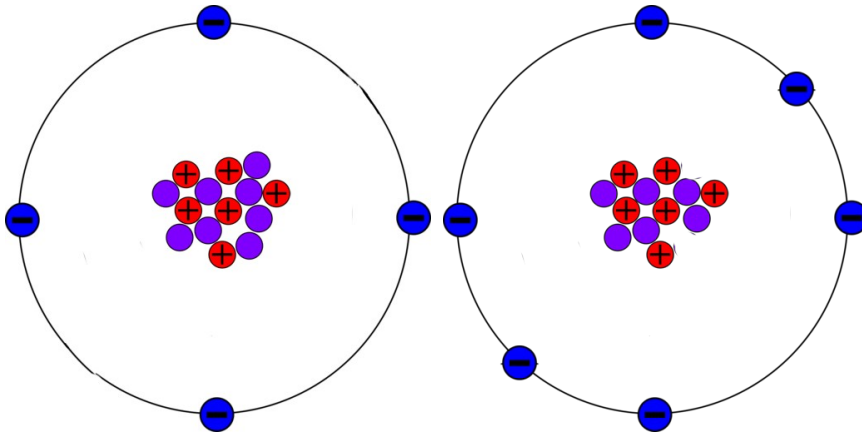


X representa o símbolo do elemento a que o átomo pertence, **A** o número de masa e **Z** o número atómico.

Q indica a carga que posúe o átomo: se ten máis electróns que protóns, a súa carga será **negativa** e igual ao número de electróns menos o número de protóns; no caso de que posúa menos electróns que protóns, a súa carga será **positiva** e igual ao número de protóns menos o número de electróns. No caso de que $Q=0$, non se pon (por exemplo H), e se $Q=-1$, só se escribe $-$ (por exemplo Cl^-).

O número de neutróns pode calcularse facilmente restando **A-Z**, dado que **A** inclúe tanto protóns como neutróns e **Z** só inclúe os protóns.

Na figura seguinte observamos que o primeiro átomo tería $Z=6$, $A=14$ e $Q=+2$ (ten 6 protóns (+) e 4 electróns (-), e dá lugar a $+2$) e, no referente aos neutróns, serían $14-6=8$; no segundo vemos que $Z=6$, $A=12$ e $Q=0$ (posto que hai tantos protóns como electróns), e no referente aos neutróns, teríamos $12-6=6$. Se nos din que o carbono que ten $Z=6$ e símbolo C, poderíamos escribir para cada caso: $^{14}_6\text{C}^{+2}$ e $^{12}_6\text{C}$



Exemplos de átomos. Modificado de Shamrockwikiedit. Licencia CC BY-SA 4.0

EXERCICIOS

Exercicio 5

Ordena as partículas subatómicas por orde crecente de masa, indicando se se trata dunha partícula positiva, negativa ou neutra. Cales están no núcleo?

Exercicio 6

En que se diferencian dous átomos de elementos distintos?

Exercicio 7

Define **número atómico** e **número de masa**.

Exercicio 8

Indica o número de protóns, neutróns e electróns que teñen: ^4_2He ; $^{12}_6\text{C}$; $^{18}_8\text{O}^{-2}$ e $^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$.

Exercicio 9

Explica cando dous átomos son isótopos dun mesmo elemento.



SOLUCIÓNS

Exercicio 1

Completa as seguintes frases:

- Existen dúas propiedades que sempre están asociadas á materia, a **masa** e o **volume**. A **masa** é a cantidade de **materia** que contén un corpo e que se mide en **quilogramos (kg)** no SI. O **volume** é o **espazo** que ocupa o corpo e que se mide en **metros cúbicos (m³)** no SI.
- A propiedade **carga** maniféstase de dous xeitos, unha é **positiva** e outra **negativa**. Os corpos que teñen igual tipo de **carga** tenden a **separarse** e os que posúen distinto tipo tenden a **atraerse**.

Exercicio 2

Completa as seguintes frases en relación coa teoría atómica de Dalton:

- Toda a materia está feita de **átomos**, que son partículas **indivisibles** e **indestrutibles**.
- Os átomos dun elemento dado son **idénticos** en masa e propiedades, pero distintos aos de calquera outro elemento.
- As substancias **compostas** son combinacións de varios tipos distintos de átomos.
- Aínda que esta teoría supuxo un grande avance, tiña o problema de que non explicaba o porqué de que exista materia que presenta **carga**.

Exercicio 3

Completa as seguintes frases en relación co átomo de Thomson:

- Descubriu o **electrón** facendo pasar correntes eléctricas por un tubo onde había un gas a moi baixa presión.
- O átomo está formado por **electróns** (con carga negativa) e unha masa con carga **positiva**. Os electróns están **incrustados** na masa.
- Cando dun átomo neutro sae un electrón cara a outro átomo, o primeiro queda cargado **positivamente** e recibe o nome de **cación**.
- Cando a un átomo neutro chega un electrón, queda cargado **negativamente** e recibe o nome de **anión**.



Exercicio 4

Completa as seguintes frases en relación co átomo de Rutherford:

- Rutherford, utilizando as investigacións de Marie Curie sobre a **radioactividade**, realizou unha experiencia usando unha lámina de **ouro** sobre a que lanzou **partículas α** e observou a súa desviación.
- Así puido descubrir que no átomo existe un **núcleo** onde se atopa toda a carga **positiva** e a práctica totalidade da **masa** do átomo.
- O núcleo está formado por **protóns** e **neutróns**, e na codia están os **electróns**; hai un grande espazo **baleiro** dentro do átomo.

Exercicio 5

Ordena as partículas subatómicas por orde crecente de masa, indicando se se trata dunha partícula **positiva**, **negativa** ou **neutra**. Cales están no núcleo?

Electrón, protón, neutrón. O electrón ten carga negativa, o protón, carga positiva, e o neutrón non posúe carga. No núcleo están os protóns e os neutróns.

Exercicio 6

En que se diferencian dous átomos de elementos distintos?

Como mínimo, no número de protóns que teñen no núcleo.

Exercicio 7

Define número atómico e número de masa.

Número atómico (**Z**) é igual ao número de protóns que ten un átomo. Define o elemento a que ese átomo pertence.

Numero de masa (**A**) é igual á suma de protóns e neutróns que ten un átomo.



Exercicio 8

Indica o número de protóns, neutróns e electróns que teñen os seguintes átomos:

- ${}^4_2\text{He}$: 2p pois $Z=2$; 2n pois $A-Z=4-2=2$; 2e pois é un átomo neutro ($Q=0$)
- ${}^{12}_6\text{C}$: 6p, pois $Z=6$; 6n pois $A-Z=12-6=6$; 6e pois é un átomo neutro ($Q=0$)
- ${}^{18}_8\text{O}^{-2}$: 8p, pois $Z=8$; 10n pois $A-Z=18-8=10$; 10e pois o átomo presenta 2 cargas negativas ($Q=-2$), o que significa que ten que haber 2 electróns máis ca protóns.
- ${}^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$: 12p, pois $Z=12$; 13n pois $A-Z=25-12=13$; 10e pois o átomo presenta 2 cargas positivas ($Q=+2$), o que significa que ten que haber 2 electróns menos que protóns.

Exercicio 9

Explica cando dous átomos son isótopos dun mesmo elemento.

Cando teñen o mesmo número de protóns (igual Z) pero diferente número de neutróns (distinto A).