

## **UNIDADE 2. ESTRUCTURA ATÓMICA E TÁBOA PERIÓDICA**

- 1. PRIMEIRAS TEORÍAS ATÓMICAS.**
- 2. DESCUBRIMENTO DO ELECTRÓN. MODELO ATÓMICO DE THOMSON**
- 3. A RADIOACTIVIDADE. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD.**
- 4. NÚMERO ATÓMICO. NÚMERO MÁSCICO. ISÓTOPOS.**
- 5. ESPECTROS ATÓMICOS.**
  - 5.1. Radiacións electromagnéticas.
  - 5.2. Espectros de emisión e de absorción.
- 6. MODELO ATÓMICO DE BOHR.**
  - 6.1. Modelo atómico de Bohr.
  - 6.2. Configuracións electrónicas.
- 7. PRIMEIROS INTENTOS DE CLASIFICACIÓN DOS ELEMENTOS.**
- 8. TÁBOA PERIÓDICA ACTUAL.**
  - 8.1. Relación coas configuracións electrónicas.
  - 8.2. Bloques da Táboa Periódica.
- 9. PROPIEDADES PERIÓDICAS.**
  - 9.1. Tamaño dos átomos
  - 9.2. Enerxía de ionización
  - 9.3. Afinidade electrónica
  - 9.4. Electronegatividade

## 1. PRIMEIRAS TEORÍAS ATÓMICAS

No século V a.C., o filósofo grego Demócrito xa pensaba que a materia era descontínua. É dicir, a materia estaba formada por partículas moi pequenas e indivisibles, ás que chamou **átomos** (en grego: non divisible). Esta idea non foi aceptada por moitos dos seus contemporáneos, como Platón ou Aristóteles (filósofos de grande peso no pensamento humano durante séculos). Por este motivo, esta idea dos átomos quedou aí e non foi retomada ata que en 1803, apoiándose en feitos experimentais, Dalton formulou a súa teoría atómica que xa vimos no tema anterior. Coa súa teoría, Dalton xustificou o comportamento da materia nos cambios químicos. Aínda que ao longo do século XIX se estudaron numerosos fenómenos eléctricos da materia, a idea do átomo como partícula indivisible non evolucionou ata que, a finais do século XIX se descubriu o **electrón** (a primeira partícula subatómica), o que levou a pensar que os átomos posuían unha estrutura interna.

## 2. DESCUBRIMENTO DO ELECTRÓN. MODELO ATÓMICO DE THOMSON

Experimentando cun tubo de vidro, ao que se lle saque case todo o aire e se lle meta un gas diluído, (precursor dos que se utilizan nos televisores) e que teña dúas placas conectadas a unha fonte de alta voltaxe, obsérvase que a placa con carga negativa, o cátodo, emite raios que se dirixen á placa con carga positiva, o ánodo. Estes raios denomínanse raios catódicos.

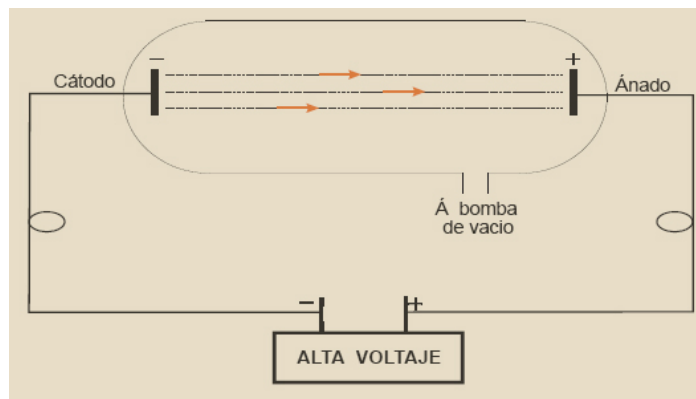


Figura 1: Tubo de raios catódicos

Estudando as características destes raios, mediante campos eléctricos e magnéticos, chegouse á conclusión de que os devanditos raios estaban formados por un feixe de pequenas partículas subatómicas con carga eléctrica e con masa moito máis pequena que a dos átomos de Hidróxeno, os máis lixeiros coñecidos.

Estas partículas subatómicas recibiron o nome de electróns.

Aínda que foron moitos os científicos que contribuíron a este descubrimento, atribúeselle a J. J. Thomson, premio Nobel de Física en 1906.

O **electrón** é unha partícula con **carga negativa** e o valor desta carga é  $1,6 \cdot 10^{-19}$  C, considerada a unidade natural de carga.

A partir deste descubrimento Thomson desenvolveu en 1898 o seu **modelo atómico**, segundo o cal o átomo é unha esfera de carga positiva na que están distribuídos os electróns. Coñécese como o modelo do pudín de pasas.

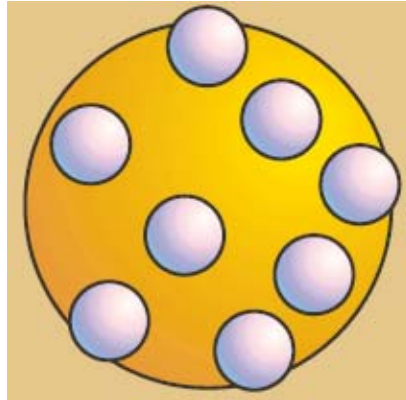


Figura 2: Modelo atómico de Thomson

Basicamente, o átomo segue sendo unha pequena esfera, pero xa non se considera indivisible, porque dentro do átomo están os electróns.

Posto que a materia, normalmente, non manifesta propiedades eléctricas, considérase que a carga negativa dos electróns está compensada coa carga positiva da esfera onde están inmersos os electróns.

Este modelo xustifica os fenómenos que acontecen nos tubos de descarga e a formación de ións positivos (por perda de electróns negativos) e de ións negativos pola ganancia de electróns.

### 3. A RADIOACTIVIDADE. MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Ata que non se descubriu o **electrón** non xurdiu a necesidade de buscar unha partícula subatómica de carga positiva, aínda que esta xa fora detectada en 1886 por Goldstein, quen utilizando un tubo de baleiro modificado (similar ao utilizado por Thomson) descubriu outros raios máis lentos que os raios catódicos, aos que chamou raios canles. En 1895 Jean Perrin demostrou que estes raios tiñan carga positiva, sendo bautizados por Thomson en 1907 co nome de raios positivos.

Se o gas contido no tubo de baleiro era Hidróxeno, estes raios positivos eran en realidade ións<sup>+</sup>, as partículas máis pequenas atopadas con carga positiva. Máis tarde chegouse á conclusión de que se trataba doutra partícula subatómica á que Ernest Rutherford chamou **protón**.

A masa do **protón** é 1836 veces a masa do electrón e a súa carga ten o mesmo valor que a do electrón pero de **signo positivo**.

Por estas datas numerosos científicos estudaban un novo fenómeno, a **radioactividade**: Becquerel, os esposos Curie, Rutherford...

Determinados átomos pesados (U, Ra,...) descompoñíanse de forma natural, transformándose noutros átomos de elementos diferentes e emitindo, á vez, diferentes tipos de radiacións:

**Raios  $\alpha$**  → Feixes de partículas con masa e carga positiva

**Raios  $\beta$**  → Feixes de electróns

**Raios  $\gamma$**  → Radiacións electromagnéticas de alta enerxía e con grande poder de penetración. Non teñen carga nin masa e son de natureza similar á dos raios X.

En relación con este fenómeno, Rutherford realizou unha serie de experiencias nas que, utilizando un elemento radioactivo, o Radio, fixo incidir un fino feixe de partículas  $\alpha$  (carga positiva e masa) procedentes do devandito elemento sobre unha delgadísima lámina dun metal. Arredor da devandita lámina metálica colocou unha pantalla que emitía fluorescencia alí onde chocasen esas partículas  $\alpha$ , permitindo, así, detectar se estas partículas  $\alpha$  se desviaban ou non.

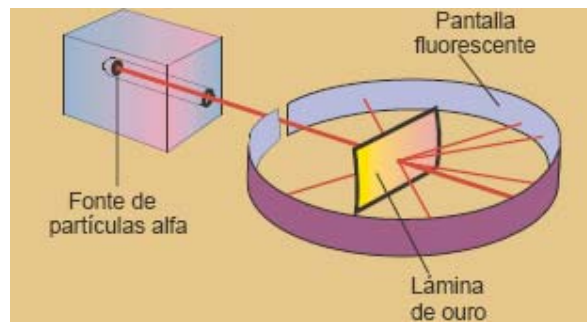


Figura 3: Experimento de Rutherford

Estaba previsto, segundo o modelo de Thomson de átomos compactos, que as partículas  $\alpha$  debían chocar e sufrir fortes desviacións. Tan só unhas poucas deberían atravesar o metal.

Pero Rutherford observou con sorpresa que acontecía xustamente o contrario. Case todas as partículas  $\alpha$  atravesaban o metal sen desviarse da súa traxectoria rectilínea, e algunhas poucas, moi poucas, sufrían unha gran desviación na súa traxectoria ao atravesar a lámina ou rebotaban sen chegar a atravesala.

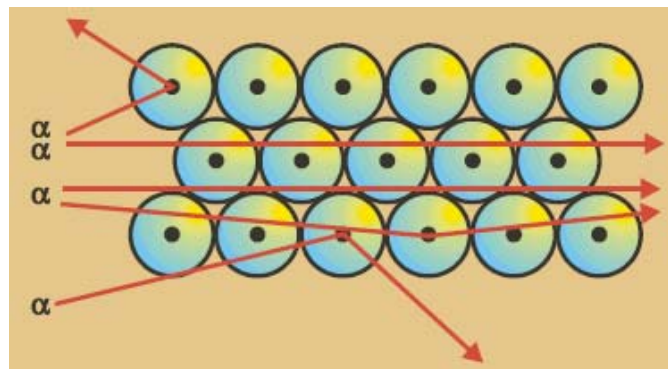


Figura 4: Interpretación dos resultados do experimento de Rutherford

Isto deu pé a que Rutherford, para poder xustificar os resultados do seu experimento, elaborase un novo **modelo atómico**.

- Posto que a maior parte das partículas  $\alpha$  non se desviaban, supuxo que a maior parte do átomo estaba baleiro e por este motivo as partículas  $\alpha$ , ao non atopar ningún obstáculo, non se desviaban.
- Tendo en conta que as partículas  $\alpha$  teñen carga positiva, as que se desvían fano ao pasar preto dunha zona con carga positiva que as repele. Esta zona do átomo debía ser moi pequena, posto que eran moi poucas as partículas que se desviaban.
- Tendo en conta que as partículas  $\alpha$  teñen masa, as que rebotan fano ao chocar frontalmente coa zona do átomo onde se atopa a masa (do mesmo modo que o fan dúas bolas de billar). Posto que son moi poucas estas partículas  $\alpha$  que rebotan, esta zona do átomo con masa debe ser moi pequena.

Por todo isto Rutherford considerou que os átomos están formados por dúas partes que el chamou **núcleo** e **codia**.

O **núcleo** é a parte central do átomo que resulta ser moi pequena comparada co total do átomo, unhas dez mil veces menor, pois o seu tamaño é da orde de  $10^{-14}$  m mentres que o do átomo é da orde de  $10^{-10}$  m (como un chicharo no centro dun campo de fútbol).

A **codia** está case baleira e nela atópanse os electróns, que debido á atracción que sobre eles exercen as cargas positivas do núcleo, xiran arredor del describindo órbitas circulares (de modo similar á forma en que a Lúa xira arredor da Terra).

Ao identificar Rutherford, en 1914, o **protón**, consolidou o seu modelo. Situando esta partícula no núcleo do átomo, mesmo intuía e suxeriu que no núcleo do átomo debía existir outra partícula subatómica con masa parecida á do protón e sen carga. A existencia desta terceira partícula demostrouna Chadwick en 1932 e denominouna **neutrón**. Por este motivo recibiu o Premio Nobel de Física en 1935.

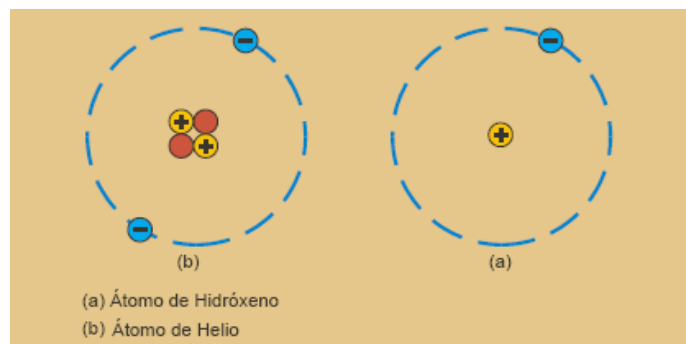


Figura 5: Modelo atómico de Rutherford

Aínda que ao longo do século XX se descubriron outras partículas subatómicas (positróns, neutrinos,...), o **electrón**, o **protón** e o **neutrón** son os tres compoñentes fundamentais do átomo. As súas características recóllense no seguinte cadro.

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica (C)	Masa (u.m.a.)
electrón	e <sup>-</sup>	-1,6 · 10 <sup>-19</sup>	1/1836
protón	p <sup>+</sup>	+1,6 · 10 <sup>-19</sup>	1
neutrón	n <sup>0</sup>	0	1

O modelo atómico de Rutherford, pódese resumir do seguinte xeito:

- **NÚCLEO.** Parte central do átomo moi pequena, na que se atopan os protóns e os neutróns.
- **CODIA.** Parte externa do átomo que está case baleiro, nela atópanse os electróns xirando arredor do núcleo.

En todo átomo existe sempre o mesmo número de protóns que de electróns, de modo que os átomos son electricamente neutros.

#### 4. NÚMERO ATÓMICO. NÚMERO MÁSCICO. ISÓTOPOS

Na actualidade coñécense os diferentes átomos que constitúen a materia, mesmo se chegaron a crear artificialmente, mediante procesos nucleares, algúns novos que non atopamos na Natureza. Todos eles están formados por electróns, protóns e neutróns, en distintas cantidades.

O Hidróxeno ten un **protón** no **núcleo** e un **electrón** na **codia**. O Helio ten dous protóns e dous neutróns no núcleo e dous electróns na codia.

Os átomos de diferentes elementos teñen distinto número de protóns no núcleo e este número define cada elemento químico. Chámase **número atómico** dun elemento químico **ao número de protóns do seu núcleo e represéntase pola letra Z**. Este número atómico coincide tamén co número de electróns da súa codia, posto que os átomos son electricamente neutros.

A masa do átomo concéntrase no núcleo e débese aos protóns e aos neutróns. Os electróns, aínda que teñen masa, é desprezable fronte á do núcleo e non se considera que contribúa á masa total do átomo. A masa dos protóns e dos neutróns é practicamente igual e coincide coa unidade de masa atómica. Chámase **número máscico á suma do número de protóns e do número de neutróns**, é dicir, ao número de partículas que hai no núcleo **e represéntase coa letra A**.

Cada elemento químico désígnase por un símbolo, formado por unha ou dúas letras que teñen relación co seu nome e, nalgúns casos, co seu nome en latín. Ás veces estes símbolos acompañanse dos números atómicos e máscicos escritos como

subíndice e superíndice respectivamente ( ${}^A_ZX$  ; onde X é o símbolo do elemento), ou co símbolo seguido dun guión e o número másico A ( Exemplo: Cl-35).

Coñecendo estes dous números Z e A temos a información necesaria para coñecer o número e clase de partículas que forman os átomos dun elemento.

Todos os átomos dun elemento químico teñen igual número atómico (Z), e igual número de protóns no núcleo, porén o número de neutróns pode variar. Na natureza existen átomos do mesmo elemento que teñen diferente masa, é dicir diferente número de neutróns, estes **átomos de igual número atómico (Z) e diferente número másico (A) chámanse isótopos**, ou o que é o mesmo, átomos co mesmo número de protóns e diferente número de neutróns.

Calquera elemento químico pode ter diferentes isótopos que se atopan na natureza nunha proporción determinada. De feito, o número que aparece nas táboas como masa atómica dun elemento, é unha media ponderada da masa dos seus isótopos. Por exemplo: o Boro está formado por dous isótopos B - 10 e B - 11 que se atopan nunha proporción do 20% e 80% respectivamente. A súa masa media é:

$$0,2 \cdot 10 + 0,8 \cdot 11 = 10,80.$$

## 5. ESPECTROS ATÓMICOS

O Sol é a principal fonte de enerxía que posúe a Terra. Do Sol chéganos a enerxía en forma de radiacións electromagnéticas. Destas radiacións, unhas quentan a Terra, prodúcennos a sensación de calor, outras permiten que as plantas realicen a fotosíntese e outras permítennos ver.

Non só o Sol emite radiacións, o filamento incandescente dunha lámpada tamén emite radiacións (luz) que nos permiten ver, a resistencia eléctrica dunha estufa que nos permiten quentarnos.

Tamén as substancias químicas ao comunicarlles enerxía desprenden luz. Se poñemos ao lume unha presada de sal de cociña, esta emite unha luz amarela, se á lapa lle poñemos cloruro de cobre, a lapa adquire unha cor verde... Un tubo fluorescente que no seu interior contén gas N<sub>2</sub> emite luz vermella, se contén gas Hg, branca brillante, se contén H<sub>2</sub> a luz será de cor malva clara, se contén Na, luz amarela.

O Sol e o filamento dunha lámpada emiten luz branca. Os diferentes elementos químicos emiten luz dunha determinada cor. Esta luz que emite cada elemento químico é característica do devandito elemento e permite identificalo.

### 5.1. Radiacións electromagnéticas

Estas ondas ou radiacións electromagnéticas levan asociada enerxía. Orixínanse por perturbacións eléctricas e magnéticas e dúas son as magnitudes que as caracterizan.

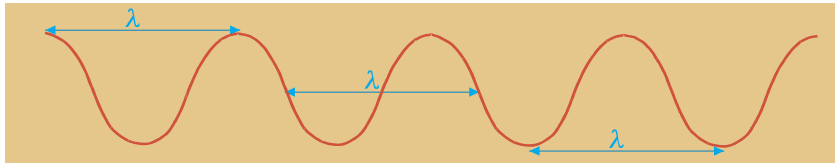


Figura 6: Lonxitude de onda

- $\lambda$ . **Lonxitude de onda**: distancia entre dous puntos consecutivos dunha onda no mesmo estado de vibración. Mídese en metros.
- $\nu$ . **Frecuencia**: número de ondas que pasan por un punto na unidade de tempo. Mídese en hercios (número de ondas/segundo).

Todas as ondas electromagnéticas se propagan no baleiro e no aire á mesma velocidade:  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$ . Este valor coñecemos como "velocidade da luz".

A ecuación que relaciona estas magnitudes é  $c = \lambda \cdot \nu$ .

Interésanos fixarnos en que  $\lambda$  e  $\nu$  son dúas magnitudes inversamente proporcionais. A maior lonxitude de onda ( $\lambda$ ) menor frecuencia ( $\nu$ ) e viceversa.

Moitas experiencias demostran que canto maior sexa a frecuencia dunha radiación maior é a enerxía que leva asociada a devandita radiación, e así o postularon formalmente, primeiro Planck e, posteriormente Einstein.

De maneira que canto maior é a frecuencia dunha radiación maior é a enerxía que vai asociada á devandita radiación e canto maior é a lonxitude de onda menor é a enerxía correspondente.

## 5.2. Espectros de emisión e de absorción

Un estudo detido das ondas ou radiacións electromagnéticas consiste en descompoñelas ou separalas, segundo as distintas lonxitudes de onda ou frecuencias. Esta separación das diferentes radiacións que emite ou absorbe un corpo coñécese co nome de **espectro**.

A separación e análise das radiacións realízase mediante os espectroscopios. Estes aparellos consisten, basicamente, en:

- Unha fonte de luz (a que se pretende analizar).
- Un diafragma colocado no foco dunha lente (para seleccionar un feixe de raios paralelos).
- Un prisma que descompón a luz que lle chega (aínda que no aire todas as radiacións se propagan xuntas, á mesma velocidade, no vidro non acontece así).

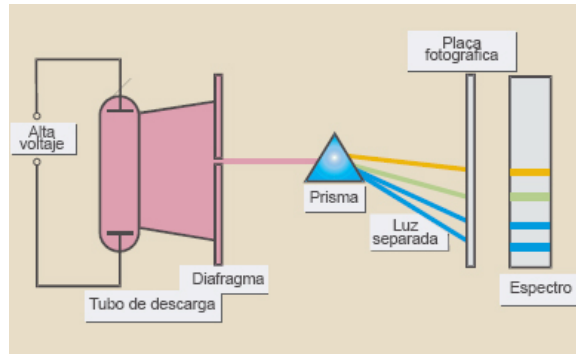


Figura 7: Espectro de emisión

Polo tanto, a luz sae do prisma descomposta nas distintas radiacións que se recollen nunha pantalla que estará calibrada en función da lonxitude de onda ( $\lambda$ ) ou da frecuencia ( $\nu$ ). Estas radiacións separadas constitúen o **espectro** da substancia cuxa luz se pretende analizar.

Cando se analiza luz branca procedente do Sol obtense un **espectro continuo** que contén distintos tipos de radiacións visibles, mentres que se se analiza a luz que emite un elemento químico (en estado gasoso), este soamente contén algunhas radiacións visibles que aparecen como raias brillantes, é un **espectro descontinuo**.

A continuación móstrase o espectro das radiacións electromagnéticas, é dicir, os distintos tipos de radiacións electromagnéticas, ordenadas de menor a maior enerxía. Na parte inferior indícase a frecuencia ( $\nu$ ).

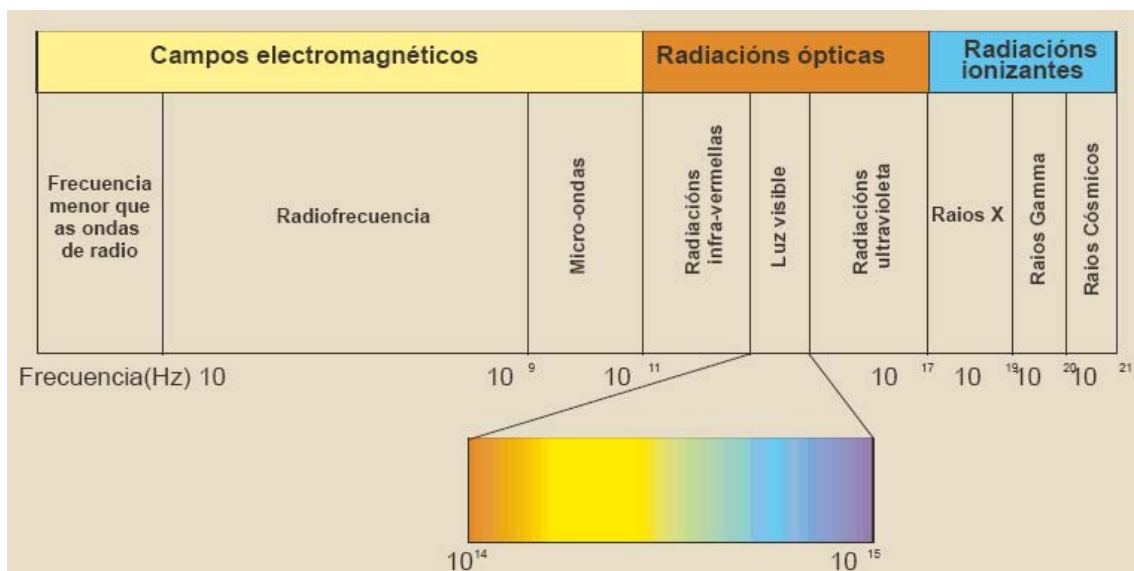


Figura 8: Espectro das radiacións electromagnéticas

Cando se analice a luz procedente dun determinado elemento químico, obteremos un espectro descontinuo, onde aparecen raias correspondentes a determinadas radiacións, sempre as mesmas, diferentes ás que emite calquera outro elemento

químico. De tal maneira que estes **espectros atómicos** son como a pegada dactilar dun elemento químico. O estudo dos espectros atómicos comezou a ser un importante método de análise de substancias, pois a partir del poderíanse identificar os elementos que formaban as devanditas substancias.

Pódese analizar a luz que emite un elemento químico despois de comunicarlle enerxía, é o que se coñece como **espectro de emisión**, ou a luz que absorbe cando a través del se fai pasar luz branca, é o que se coñece como **espectro de absorción**. Ambos os dous espectros coinciden, como o positivo e o negativo dunha fotografía. Cada elemento químico absorbe e emite as mesmas radiacións.

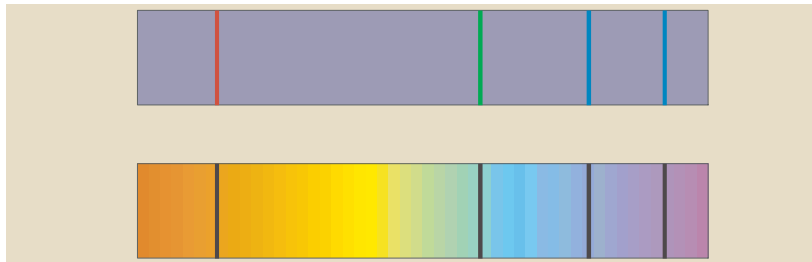


Figura 9: Espectros de emisión e absorción (visibles) do átomo de Hidróxeno

Todo isto estaba sen explicar e constituía un misterio para os científicos. O modelo atómico de Rutherford non conseguía explicar o fenómeno dos espectros atómicos, así como tampouco explicaba o feito de que os electróns ao xirar arredor do núcleo non fosen perdendo enerxía pouco a pouco e acaben caendo sobre o núcleo.

## 6. MODELO ATÓMICO DE BOHR

### 6.1. Modelo atómico de Bohr

Niels Bohr estudou detidamente o espectro do átomo de Hidróxeno (o elemento químico máis sinxelo) e, en 1915, conseguiu dar unha explicación teórica ao fenómeno dos espectros atómicos. Para iso tivo que elaborar un novo modelo atómico baseado no modelo de Rutherford, pero introducindo algunhas modificacións:

- Os electróns xiran arredor do núcleo en órbitas circulares, pero non en calquera órbita, senón tan só naquelas que teñen niveis de enerxía permitidos.
- O electrón, mentres se atopa nestas órbitas nin absorbe nin emite enerxía.
- O electrón absorbe ou emite enerxía, tan só cando pasa dunha órbita a outra e esta cantidade de enerxía (que absorbe ou emite) correspóndese, exactamente, coa diferenza de enerxía que hai entre as órbitas entre as que se produce o salto do electrón.

É dicir, cada átomo ten unhas posibles órbitas para os seus electróns. **A cada unha destas órbitas corresponde un nivel de enerxía (a cada nivel de enerxía correspóndelle un número enteiro  $n$ , que é tanto maior canto máis afastada estea a órbita do núcleo do átomo, así para o nivel 1  $\rightarrow n=1$ , para o nivel 2  $\rightarrow n=2$ , etc....** Estes niveis de enerxía nos que se poden atopar os electróns dun átomo son diferentes para os diferentes átomos.

Cando ao átomo se lle comunica enerxía o electrón absorbe tan só a cantidade de enerxía que necesita para pasar dunha órbita a outra máis externa (electrón en estado excitado). Enerxía que devolve en forma de radiación electromagnética cando volve á súa posición inicial. Esa radiación que absorbe ou emite o átomo correspóndese coa diferenza de enerxía entre dúas órbitas do devandito átomo e queda recollida no seu espectro atómico. Outro átomo diferente ten un espectro diferente porque a diferenza de enerxía entre as súas órbitas é distinta, polo que lle corresponde unha radiación diferente.

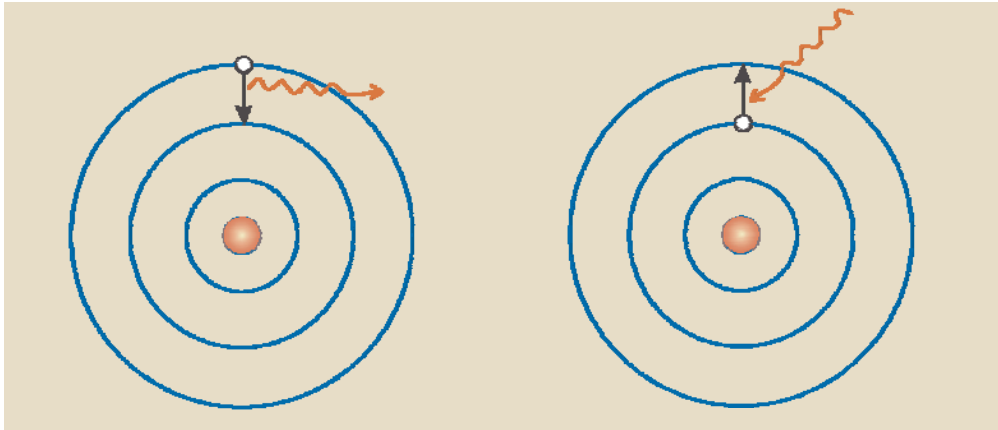


Figura 10: Interpretación de Bohr dos espectros atómicos

Cando se analiza o espectro de absorción e de emisión dun mesmo elemento, estes coinciden, porque o electrón absorbe a mesma enerxía para pasar do nivel 2 ao 3 que a que desprende para pasar do nivel 3 ao 2.

1. A teoría atómica de Bohr tivo bastante aceptación, pois conseguiu explicar un fenómeno que levaba de cabeza aos científicos. Non obstante, aínda que supuxo un grande avance na comprensión da estrutura interna dos átomos, Bohr, tan só conseguiu explicar perfectamente o átomo de Hidróxeno (átomo cun só electrón). Os seus seguidores, baseándose no estudo dos espectros atómicos e aproveitando os avances tecnolóxicos introducidos nos aparellos cos que estes se realizaban, conseguiron detectar a existencia de máis niveis enerxéticos dentro do átomo que se xustificaban, non polo tamaño das órbitas senón, pola forma e a orientación destas. Non obstante, xurdiría posteriormente un modelo atómico cunha base teórica diferente á do modelo de Bohr, que estudarás no próximo curso na materia de Química, trátase do "**modelo da mecánica cuántica**".

**NOTA:** *Ainda que dita teoría a estudarás no próximo curso en máis profundidade, tes no apartado 2 (Números cuánticos e configuracións electrónicas) dos exercicios autoavaliabes una pequena descrición dos números cuánticos, do que son e de como se utilizan no establecemento das configuracións electrónicas que pasamos a ver no seguinte apartado.*

## 6.2. Configuracións electrónicas

O modelo atómico de Bohr e os seus seguidores céntrase, sobre todo, na forma de considerar os electróns na codia do átomo. En explicar que estes electróns se atopan en determinadas órbitas de diferente tamaño, de diferente forma e orientación, aos que corresponden diferentes niveis de enerxía. A forma en que se distribúen os electróns dun átomo en diferentes niveis e subniveis de enerxía chámase **configuración electrónica**.

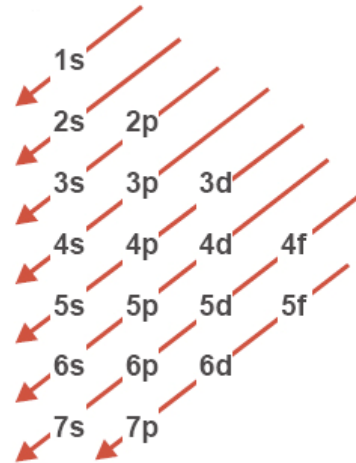
A configuración electrónica dun átomo vainos proporcionar información acerca do comportamento químico, pois é na codia onde se producen todos os cambios relacionados coa formación de enlaces e, polo tanto, relacionados coas reaccións químicas.

- En cada átomo existen **niveis de enerxía** que se designan polo número **n** da teoría de Bohr
- Este número **n** toma os valores 1, 2, 3, 4... Canto maior é **n** maior é a distancia do electrón ao núcleo. En cada nivel **n** caben  **$2n^2$**  electróns: nivel 1  $\rightarrow$  2 electróns, nivel 3  $\rightarrow 2 \cdot 3^2 = 18$  electróns.
- En cada nivel de enerxía pode haber **subniveis de enerxía (tamén chamados orbitais na teoría mecanocuántica e que será o nome co que nos referiremos a eles)** que se designan polas consonantes **s, p, d e f**, tantos como indica o valor de **n**. No nivel 1 só hai un orbital: o **s**; no nivel 2 hai dous: **s e p**; no nivel 3 hai tres orbitais: **s, p e d**; no nivel 4 hai 4 orbitais: **s, p, d e f**.
- **O número de electróns que cabe en cada orbital é limitado:** en **s**  $\rightarrow$  2 electróns, en **p**  $\rightarrow$  6 electróns, en **d**  $\rightarrow$  10 electróns e en **f**  $\rightarrow$  14 electróns. Todo isto recóllese no seguinte cadro:

Niveis	Orbitais	Nº de Orbitais	Electróns por orbital	Electróns por nivel
n = 1	s	1	2	2
n = 2	s p	1 3	2 6	8
n = 3	s p d	1 3 5	2 6 10	18
n = 4	s p d f	1 3 5 7	2 6 10 14	32

Os electróns distribúense dentro dun átomo seguindo as condicións expresadas na táboa anterior e ocupando sempre en primeiro lugar os niveis e os subniveis (orbitais) de menor enerxía que son os máis estables.. Posto que a enerxía non depende só do valor de  $n$ , da distancia do electrón ao núcleo, senón que interveñen outros factores, que agora aínda descoñecemos, para construír a configuración electrónica dun determinado átomo, podes utilizar o seguinte esquema e seguir a orde que che indican as frechas, comezando por 1s, logo 2s, despois 2p, a continuación 3s, 3p e así sucesivamente.

Cun número pequeno, a xeito de superíndice, indícanse os electróns que se sitúan en cada orbital. A suma de todos eses superíndices, é dicir, a suma dos electróns ten que dar igual a  $Z$ .



A continuación tes algúns exemplos de como se constrúe unha **configuración electrónica**.

$$Z = 1 \rightarrow 1s^1$$

$$Z = 2 \rightarrow 1s^2$$

$$Z = 4 \rightarrow 1s^2 2s^2$$

$$Z = 7 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^3$$

$$Z = 9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$$

$$Z = 11 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

$$Z = 16 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

$$Z = 19 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

$$Z = 25 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$$

A configuración electrónica do elemento de  $Z=9 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$ , indícanos que dos nove electróns deste átomo, sitúanse: dous no nivel 1 orbital s, dous no nivel 2 orbital s e os cinco restantes no nivel 2 orbital p.

## 7. PRIMEIROS INTENTOS DE CLASIFICACIÓN DOS ELEMENTOS

Máis da metade dos elementos químicos coñecidos descubríronse ao longo do século XIX.

A cantidade de elementos coñecidos e a observación dalgunhas semellanzas entre eles fixo que os científicos se formulasen a necesidade de ordenar e clasificar os elementos químicos coñecidos. Houbo moitos intentos e dificultades ata chegar á Táboa Periódica actual. Hai que ter en conta que no século XIX aínda non se coñecía a estrutura interna dos átomos, polo que o criterio de orde foi o da masa atómica (non "Z" que aínda se descoñecía),

Entre os científicos que destacaron nesta laboursa encóntranse

- **Döbereiner**
- **John Newlands**
- Os intentos máis serios e que máis se aproximan á Táboa actual son os do alemán **Lothar Meyer** e os do ruso **Dimitri Mendeleiev**.

Ao principio esta ordenación de elementos non tivo moita aceptación, pero Mendeleiev seguiu afondando nela, alterou a orde dalgúns elementos, deixou ocos para elementos aínda non coñecidos, de forma que se cumprixe a periodicidade das propiedades. Cando, grazas á predición das propiedades deses elementos non coñecidos para os que Mendeleiev deixara espazo na súa táboa, se descubriron novos elementos químicos, aceptouse totalmente a táboa de Mendeleiev.

## 8. TÁBOA PERIÓDICA ACTUAL

A Táboa Periódica actual é moi parecida á de Mendeleiev, pero o criterio de ordenación é o número atómico (Z), xa que se coñece a estrutura interna dos átomos.

### 8.1. Relación coas configuracións electrónicas

A posición dos elementos na táboa periódica está relacionada coas súas configuracións electrónicas e posto que as propiedades químicas dos elementos están directamente relacionadas coas súas configuracións electrónicas, esta táboa será de grande utilidade, pois é un compendio das propiedades químicas dos distintos elementos.

GRUPO →	1A 2A 3B 4B 5B 6B 7B 8B 1B 2B 3A 4A 5A 6A 7A 8A																		
PERIODO ↓	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H																	1 H	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt										

METALES

NO METALES

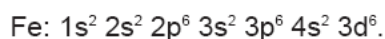
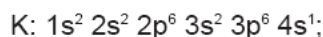
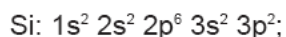
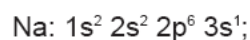
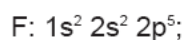
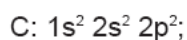
SEMIMETALES

GASES NOBLES

4f	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
5f	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw

Os elementos distribúense en **períodos** horizontais designados cun número, de maneira que quedan situados en **grupos** verticais, elementos con propiedades químicas similares aos que se denomina "familias". Os grupos désígnanse cun número e cunha letra.

Eliximos algúns elementos químicos e construímos a súa configuración electrónica.



- Iremos ver que teñen en común elementos do mesmo período:

C e F teñen dous niveis. Pertencen ao 2º Período.

Na, Si e Cl teñen tres niveis. Pertencen ao 3er Período.

K, V e Fe teñen catro niveis. Pertencen ao 4º Período.

**Todos os elementos dun mesmo período teñen o mesmo número de niveis, que á súa vez coincide co número de período.**

- Iremos ver que teñen en común elementos do mesmo grupo:

C e Si no seu último nivel teñen a configuración  $s^2 p^2 \rightarrow$  Grupo 4 A.

F e Cl no seu último nivel teñen a configuración  $s^2 p^5 \rightarrow$  Grupo 7 A.

Na e K no seu último nivel teñen a configuración  $s^1 \rightarrow$  Grupo 1 A.

**Todos os elementos do mesmo grupo teñen unha configuración similar no seu último nivel e se son dun grupo A, o número de electróns da súa última capa coincide co seu número de grupo.**

Posto que a configuración electrónica externa determina as propiedades químicas, **todos os elementos dun mesmo grupo teñen propiedades químicas similares**, xa que a súa configuración electrónica externa é similar.

**Os electróns do último nivel denomínanse electróns de valencia.**

## 8.2. Bloques da Táboa Periódica

Os elementos da táboa periódica tamén se dividen en bloques, atendendo ao tipo de orbital en que se sitúa o último electrón da súa configuración electrónica, ao que se chama **electrón diferenciador**, xa que diferencia a un elemento químico do anterior na táboa periódica. Estes bloques son:

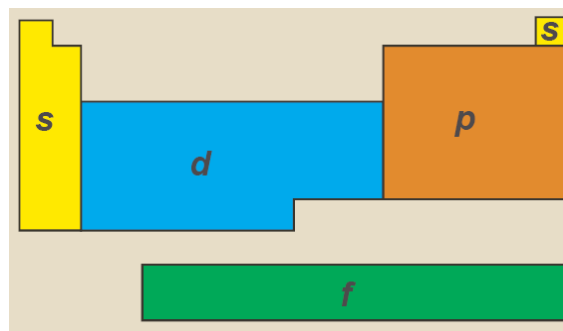


Figura 11: Bloques da Táboa Periódica

- Os bloques **s** e **p** engloban a todos os elementos do grupo A, chamados elementos representativos. Destes, os grupos encabezados polos elementos B, C, N, O e F pertencen ao bloque p, pois o seu último electrón sitúase nun orbital tipo p, mentres que os grupos encabezados polo Li e polo Be pertencen ao bloque **s**, pois o seu último electrón sitúase nun orbital tipo "s". Todos eles pertencen a grupos A.
- É de destacar o grupo **8A** ou dos gases nobres. Todos os elementos deste grupo son moi estables, non reaccionan, non se combinan con outros elementos nin consigo mesmos. A súa estabilidade débena á súa configuración externa  $s^2$  para o He,  $s^2 p^6$  para o resto. De maneira que a capacidade de combinación de reacción dos demais elementos químicos se xustifica pola súa tendencia a conseguir a configuración estable dos gases nobres.
- O bloque **d** engloba a todos os elementos dos grupos B, chamados metais de transición, o seu último electrón sitúase nun orbital tipo **d**.
- Os elementos do bloque **f** sitúan o seu último electrón nun orbital tipo **f** e denomínanse metais de transición interna. Por exemplo o Sm, de  $Z = 62$ , de configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^6$ .

Tanto os elementos do bloque d, como os do bloque f, no seu nivel externo soamente teñen electróns no orbital **s**, como os elementos dos grupos 1A e 2A, pero seguen tendo orbitais **d** ou **f** sen completar. Xa se verá máis adiante que isto lles confire unha serie de propiedades químicas similares que se engloban baixo o termo de **carácter metálico**.

Coñecer a relación entre a posición que ocupa un elemento na táboa periódica e a súa configuración electrónica externa, resulta de grande utilidade, sobre todo cando se trate de elementos cun grande número de electróns. No nivel externo tan só existen orbitais s e p, como poderías apreciar en todas as configuracións electrónicas realizadas. Por exemplo: O I que posúe 53 electróns está no 5º período, grupo 7A, resulta que ten cinco niveis e sete electróns no seu último nivel, polo que a súa configuración electrónica externa será  $5s^2 5p^5$ .

O Pb posúe 82 electróns, está no 6º período e grupo 4A, polo que ten seis niveis e catro electróns no seu último nivel. A súa configuración electrónica externa será  $6s^2 6p^2$ .

Segundo vaias avanzando no estudo da Química descubrirás novas utilidades da táboa periódica.

## 9. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Designase así a unha serie de propiedades intimamente relacionadas coas configuracións electrónicas e que, ao igual que estas, varían de forma periódica na táboa.

## 9.1. Tamaño dos átomos

Pódese indicar pola medida do radio atómico. De forma experimental mídese cando os átomos están unidos. O **radio atómico** é a metade da distancia entre os núcleos de dous átomos que se atopan unidos.

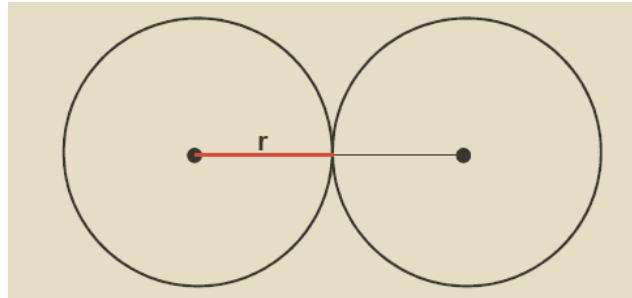


Figura 12: Radio Atómico

**Variación nun grupo.** Nun grupo o radio aumenta á medida que descendemos nel, xa que aumenta o número de niveis na codia do átomo.

**Variación nun período.** Nun período o raio diminúe segundo avanzamos por el, xa que todos os átomos teñen o mesmo número de niveis e ao aumentar a carga nuclear Z (protóns do núcleo), os electróns da capa externa son atraídos con máis forza polo **núcleo**, achegándose máis a el.

## 9.2. Enerxía de ionización

Defínese como **enerxía de ionización dun átomo** a **enerxía necesaria para arrancar un electrón externo** ao devandito átomo, cando este se atopa en estado gasoso, e formar así un ión positivo. Por exemplo: no caso do Na, sería a enerxía necesaria para producir o seguinte proceso:



Podemos definir tamén a **segunda enerxía de ionización**, se pretendemos arrancar un segundo electrón a un átomo. A **terceira enerxía de ionización** se pretendemos arrancar un terceiro electrón e así sucesivamente. Pero centrarémonos unicamente na primeira enerxía de ionización e a súa variación na táboa periódica.

Para entender como varía esta propiedade pensa que para arrancar ese **electrón** débese vencer a forza de atracción que o **núcleo** do átomo exerce sobre el. Se recordas a Lei de Coulomb  $F = KQ^+ Q^-/d^2$ . Esta F de atracción sobre o **electrón** será directamente proporcional á carga positiva  $Q^+$  do núcleo, á súa vez, en relación co **número atómico Z** (número de protóns). A carga negativa  $Q^-$  será sempre a do **electrón** que se pretende arrancar. Á súa vez, a forza de atracción será inversamente proporcional ao tamaño do átomo.

- **Variación nun grupo.** A **enerxía de ionización** diminúe ao descender nun grupo. Segundo se descende nun grupo vai aumentando o tamaño do átomo, polo que diminúe a atracción que exerce o **núcleo** polo **electrón** do último nivel, en consecuencia diminúe a enerxía necesaria para arrancalo.

- **Variación nun período.** A **enerxía de ionización** aumenta a medida que se avanza por un período. Posto que nun período todos os átomos teñen o mesmo número de niveis, o seu tamaño é similar (aínda que haxa algunhas variacións), pero a carga nuclear Z (número de protóns) vai aumentando polo que tamén vai aumentando a forza de atracción do **núcleo** sobre o **electrón** e polo tanto a enerxía necesaria para arrancalo.

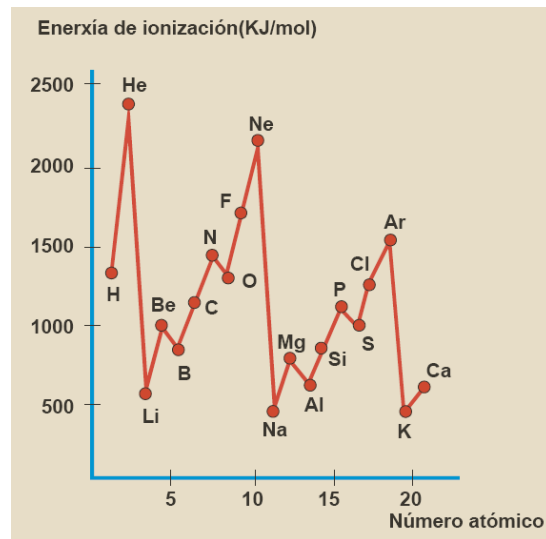


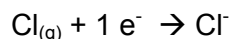
Figura 13: Gráfica de enerxías de ionización

Nesta gráfica podes ver como vai aumentando gradualmente a **enerxía de ionización** nun período e como diminúe ao descender nun grupo, fíxate, por exemplo en F e Cl ou en Be, Mg e Ca.

Preséntanse pequenos altibaixos na gráfica, relacionados coa dificultade ou a facilidade que presenta o átomo para perder ese electrón, se con iso perde ou gaña unha configuración electrónica máis estable. Estes detalles veralos no próximo curso.

### 9.3. Afinidade electrónica

A **afinidade electrónica dun átomo** é a **enerxía que se desprende cando un átomo neutro, en estado gasoso gaña un electrón** e forma un ión negativo. Por exemplo: para o Cl, sería a enerxía que se desprende no seguinte proceso:



Canto maior sexa a tendencia dun átomo a incorporar un **electrón** e formar un ión negativo maior é a súa **afinidade electrónica**.

A **afinidade electrónica** varía de forma análoga á da **enerxía de ionización** na táboa periódica.

- **Variación nun grupo.** Diminúe ao descender nun grupo. Os átomos de maior tamaño teñen ao **núcleo** máis afastado da capa externa e atraen con menos facilidade aos electróns.
- **Variación nun período.** Aumenta ao avanzar nun período. Ao aumentar a carga nuclear (Z) os átomos atraen con máis facilidade aos electróns. Ao igual que acontece coa **enerxía de ionización** existen pequenas variacións relacionadas con conseguir ou perder configuracións electrónicas estables ao gañar un **electrón**.

O F ten unha **afinidade electrónica** moi elevada pois ao gañar un **electrón** conseguiría a **configuración electrónica** do Ne. Porén, o Ne non presenta ningunha tendencia a gañar electróns, a pesar de atoparse á dereita do F no mesmo período, pois a súa **configuración electrónica** xa é estable.

#### 9.4. Electronegatividade

Defínese como a **capacidade dun átomo para atraer cara a si os electróns doutro elemento cando se combina con el**.

Canto maior sexa a tendencia dun átomo a incorporar un **electrón** á súa codia (maior **afinidade electrónica**), maior será tamén a súa **electronegatividade**, polo tanto a variación da **electronegatividade** na táboa periódica é similar á da devandita propiedade. Aumenta ao avanzar nun período e diminúe ao descender nun grupo.

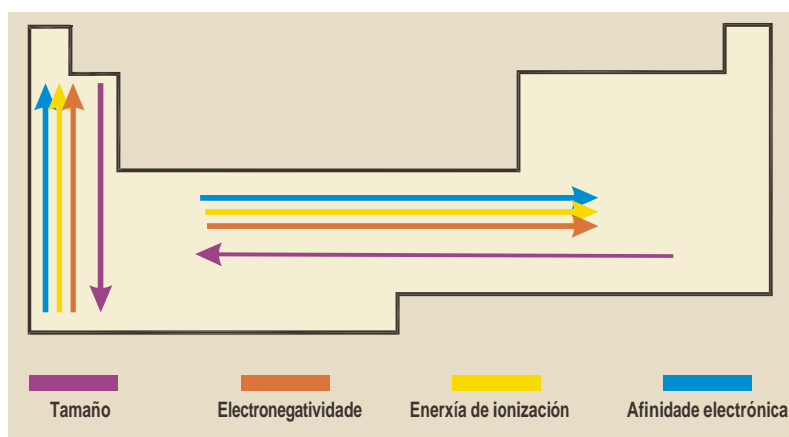


Figura 14: Sentido do aumento das propiedades periódicas

Esta propiedade ten grande interese dende o punto de vista químico, pois permite clasificar aos elementos químicos en **electronegativos** (valores altos de **electronegatividade**) e **electropositivos** (valores baixos de **electronegatividade**).

Os elementos **electronegativos**, tamén chamados **non metais**, son elementos que presentan elevada tendencia a gañar electróns (**afinidade electrónica** elevada) e pouca tendencia a perdelos (**enerxía de ionización** elevada). É dicir, **formarán preferentemente ións negativos**.

Elementos **electropositivos**, tamén chamados **metais**, son elementos con pouca tendencia a gañar electróns (**afinidade electrónica** baixa) e moita tendencia a perdelos (**enerxía de ionización** baixa). É dicir, **formarán preferentemente ións positivos**.

Na táboa periódica hai marcada unha especie de escaleira que inclúe aos semimetais (características intermedias entre os metais e os non metais) e que separa os elementos electronegativos á dereita, dos elementos electropositivos á esquerda.

Para medir a electronegatividade utilízase a escala elaborada por Pauli que asigna ao F, o elemento máis electronegativo, o valor 4 e ao Cs, o menos electronegativo, o valor 0,7.

O H que non ten un lugar fixo na Táboa se considera un elemento electronegativo. Esta clasificación serache de grande utilidade para coñecer o tipo de enlace que se dá entre os diferentes elementos químicos, segundo se verá no próximo tema

Para finalizar vamos a ver algunha característica máis da táboa periódica e das súas propiedades e que nos poderá servir para a resolución de problemas e cuestións, así como para o estudo doutras unidades.

Electróns que teñen na última capa os elementos da Táboa Periódica:

1																	2
1	2											3	4	5	6	7	8
1	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	3	4	5	6	7	8
1	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	3	4	5	6	7	8
1	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	3	4	5	6	7	8
1	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	3	4	5	6	7	8
1	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	3					

2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2

Como ves, un átomo como moito pode ter 8 electróns na última capa.

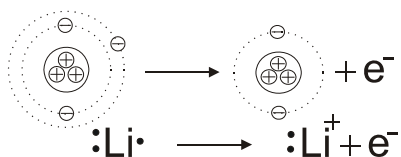
O número de electróns na última capa permite clasificar os elementos químicos, como **metais**, **non metais** e **gases nobres**. (A realidade non é tan simple e, como podes ver na Táboa Periódica do Apéndice, uns cantos elementos denominados metaloides, teñen características de metais e non metais).

Os **gases nobres** son os elementos que teñen a última capa chea con 8 electróns (agás o helio con 2). Son moi estables, pois non reaccionan con ninguén, e esa estabilidade considérase que se debe a ter a última capa chea. Os demais elementos queren gañar, perder ou compartir electróns, para ter a súa estrutura. **Metais** son os elementos que teñen poucos electróns na última capa (1, 2 ou 3) e tenden a perdelos para conseguir a estrutura do gas nobre anterior. **Non metais** son os que teñen moitos electróns na última capa (4 a 7) e tenden a gañar electróns para conseguir a estrutura do gas nobre seguinte.

Logo, a maioria dos elementos son metais:

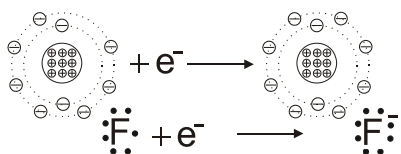
[illegible][illegible]

- Cando un átomo perde electróns adquire carga positiva. P. ex. o Li:



O  $\text{Li}^+$  ten dous electróns na última capa, como o He o gas nobre anterior.

- Cando un átomo gaña electróns adquire carga negativa. P. ex. o F:



O  $F^-$  ten oito electróns na última capa, como o Ne o gas nobre que lle sigue.

Un átomo ou grupo de átomos con carga eléctrica recibe o nome de **ión**. Así o átomo de litio ó perder o electrón convértese no ión lítico e o átomo de fluor ó gañar o electrón convértese no ión fluoruro.