

LA TAULA PERIODICA

1.- Introducció

El nombre d'elements químics ha anat creixent amb el pas del temps i l'augment més gran l'ha experimentat al llarg dels segles XIX i XX, però els elements químics que ara coneixem no sempre han estat els mateixos...

Així, a l'edat antiga els grecs d'alguns dels corrents de pensament més populars —Pitàgores (582-507 aC) i Aristòtil (384-322 aC)— consideraven que tota matèria estava formada per només quatre elements químics: aigua, aire, terra i foc; posteriorment se'n va afegir un altre: l'èter. Com podeu veure, aquests elements no són els elements químics actuals. A més, coneixien alguns metalls i elements químics, com el ferro, l'argent, el sofre, el mercuri, etc., però no els consideraven com a tals, sinó formats pels elements bàsics abans esmentats.

A finals del segle XVI, ja eren vuit els elements que es consideraven com a base de tota la matèria; a més dels cinc elements dels grecs, s'hi varen afegir el mercuri, el sofre i la sal.

En el segle XVII la revolució científica que inicià Galileu va afectar totes les ciències, incloent-hi l'alquímia, i Boyle l'any 1661 va recollir en el seu llibre *El químic escèptic* els seus descobriments, que anul·laven els elements grecs i anunciaven els tretze elements químics vertaders.

En el segle XVIII, dotze elements químics més varen ser descoberts, alguns metalls i alguns gasosos, com l'hidrogen, que se sumaven als tretze del segle anterior; per tant, teníem vint-i-cinc elements químics. Lavoisier que va viure en aquella època, va fer una llista de trenta-tres elements, alguns dels quals, com la calç, la magnèsia i l'Alúmina, no ho eren en realitat.

En els segles XVIII i XIX, a l'època de Dalton, tretze metalls més varen ser descoberts, entre els quals els metalls importants com l'urani, el titani, el crom, el pal·ladi i l'iridi. La llista, al voltant de 1830, arribava a cinquanta-quatre elements diferents.

A partir de llavors, amb l'ajut de l'espectroscopi, l'anàlisi de la fracció de l'aire residual i l'electròlisi, desenes d'investigadors comencen a buscar els elements que corresponien als espais buits que faltaven en la taula de

Mendeleiev, sobretot per l'afany de deixar el seu nom inscrit per a la posteritat en un element. Entre tots acaben configurant la classificació de 92 elements naturals i dels 118 totals actuals.

2.- Evolució històrica de la Taula Periòdica

Entre totes les aportacions històriques contingudes en el llibre de l'alumne cal remarcar la contribució del químic alemany **Lothar Meyer**, que, l'any 1870, va fer una classificació d'acord amb les masses creixents —o pesos, com ell les anomenava— dels elements i els volums atòmics, i s'adonà d'una repetició o periodicitat en aquestes propietats, la qual cosa el va conduir envers una classificació dels elements en una gràfica en forma d'ones que s'anaven repetint segons una pauta periòdica d'aquestes propietats.

Un altre investigador rus, **Dimitri Ivanovitx Mendeleiev**, tot just un any abans, el 1869, publicà la seva taula periòdica dels elements; va agrupar els 66 elements químics coneguts, a més de pel seu pes o massa, segons la seva valència o estat d'oxidació i va observar també una periodicitat en el creixement d'aquesta propietat que el va induir a classificar els elements estudiats en fi les o períodes, i en famílies o grups d'elements amb propietats semblants; a més, aquest investigador va deixar caselles en blanc en la seva classificació: eren elements que encara no s'havien trobat i fou ell mateix qui va instar els escèptics a buscar-los com a prova de la validesa de la seva fi amant classificació; fins i tot va predir les propietats esperades per a aquests elements.

Val a destacar que ambdós investigadors, que no es coneixien, i no sabien res dels seus treballs respectius, varen arribar a una classificació pràcticament idèntica en l'escàs marge de temps d'un any a favor de Mendeleiev, la qual cosa, juntament amb el fet d'haver validat la seva classificació amb la descoberta dels elements que havia deixat vacants en la seva taula, va ser determinant per donar el seu nom a la taula periòdica.

La taula periòdica de Mendeleiev quedava, doncs, constituïda per aquesta agrupació:

- 12 períodes o sèries (files horitzontals d'elements).
- 8 grups o columnes (columnes verticals d'elements amb propietats semblants).

El darrer canvi que va patir va ser l'aportació que va fer el físic **Moseley** al voltant de l'any 1910, que va canviar el criteri d'ordenació de la massa o pes atòmic per la del nombre atòmic o nombre de protons del nucli, la qual cosa resolva certes errades i irregularitats en les propietats esperades i en la posició d'alguns elements, i donà forma a la taula periòdica tal com està organitzada actualment.

Una de les primeres classificacions que es van fer dels elements químics va ser segons les seves propietats físiques; apareixien dos grans grups d'elements amb propietats molt ben diferenciades i aparentment oposades: metalls i no-metalls. Atès aquest criteri, un element químic nou es classificava de seguida en metall o no-metall, segons unes propietats que saltaven a la vista.

Metalls		No-metalls	
<i>Característiques físiques</i>		<i>Característiques físiques</i>	
Sòlids (excepte el mercuri i el gal·li).		Sòlids, líquids i gasos.	
Són durs en general (excepte els alcalins, que són tous).		Tous en general (com el sofre).	
Presenten lluentor característica (metàlica).		No presenten lluentor metàlica.	
Dúctils i mal·leables en general.		No són dúctils ni mal·leables.	
Conductors elèctrics i tèrmics (en general).		No són conductors elèctrics ni tèrmics (excepte el carboni i el silici).	
<i>Característiques químiques</i>		<i>Característiques químiques</i>	
Tenen pocs electrons a l'última capa.		Tenen força electrons a l'última capa.	
Donen fàcilment els electrons de la darrera capa.		Capten fàcilment electrons per completar la darrera capa.	
Formen ions positius (cations).		Formen bàsicament ions negatius (anions), però també positius.	
Tenen estats d'oxidació positius.		Tenen estats d'oxidació negatius i també positius.	
Els metalls ocupen les posicions a l'esquerra de la taula periòdica.		Els no-metalls ocupen les posicions de la dreta de la taula periòdica.	

3.- La Taula periòdica Actual

3.1- Ordenació general:

l'ordenació actual en la taula periòdica es fa sobre la base del **nombre atòmic creixent Z**. Així, el primer element de la taula és l'hidrogen, amb nombre atòmic $Z = 1$; el segon és l'heli, amb nombre atòmic $Z = 2$, i el darrer conegut, avui dia, és l'element amb nombre atòmic $Z = 118$.

3.2- Grups i períodes:

La taula periòdica, en la seva forma llarga, està organitzada en **18 grups**, o columnes d'elements, que són famílies d'elements químics amb propietats

físiques i químiques semblants perquè tenen una configuració electrònica similar en la seva darrera capa. Els elements d'un grup tenen nombres d'oxidació semblants i les seves propietats varien gradualment al llarg del grup.

La taula periòdica també està organitzada en **7 períodes** o files d'elements; un període d'elements és una fila horitzontal d'elements químics que tenen la característica comuna del mateix nombre de capes o nivells; en general, els elements d'un període van augmentant els seus nombres d'oxidació al llarg del període i les propietats també varien gradualment. El primer període és molt curt, ja que conté només dos elements: l'hidrogen i l'heli. Els darrers dos períodes (6 i 7) són massa llargs per dibuixar-los com una sola filera, ja que tenen 32 elements, i sovint es disposen els que tenen un orbital f a la part inferior de la taula (per al període 6è, els elements lantànids, encapçalats pel lantani, de $Z = 57$, i per al període 7è, els elements actínids, encapçalats per l'actini, de $Z = 89$).

Alguns grups tenen nom especials:

- **Grup 1:** elements alcalins.
- **Grup 2:** elements alcalinoterris.
- **Del grup 3 al grup 12:** elements de transició.
- **Grup 13:** grup del bor.
- **Grup 14:** grup del carboni.
- **Grup 15:** grup del nitrogen.
- **Grup 16:** grup de l'oxigen o dels calcògens.
- **Grup 17:** grup dels halògens.
- **Grup 18:** gasos nobles o elements inerts.

3.3- Blocs d'elements:

La taula periòdica es pot considerar també organitzada en grans blocs d'elements:

- **Els elements s**, que tenen una configuració electrònica que omple aquests orbitals; són els elements dels grups 1 i 2 i tots són metalls, tret de l'hidrogen i l'heli.

- **Els elements p**, que tenen una configuració que omple els orbitals p i són els elements dels grups 13 al 18.

Els elements dels blocs s i p reben el nom d'elements representatius.

- **Els elements d**, o **elements de transició**, que en la seva configuració omplen els orbitals d; són els elements dels grups 3 al 12 dels períodes 4, 5 i 6.
- **Els elements f**, o **elements de doble transició (terres rares)**, omplen els orbitals f i són les dues fileres d'elements dels períodes 6 i 7, anomenats lantànids i actínids, respectivament.

The periodic table is organized into groups (1-18) and periods (1-7). The elements are color-coded by their electron configuration blocks: s-block (light blue), p-block (pink), d-block (light blue), and f-block (yellow). The f-block is shown as two separate rows at the bottom, labeled 'f'.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
n = 1	1 H																	2 He
n = 2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
n = 3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
n = 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
n = 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
n = 6	55 Cs	56 Ba	57 La	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	72 Hf
n = 7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	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 Lr	104 Rf

És important remarcar que la taula periòdica té una construcció que relaciona la posició d'un element químic, determinada pel seu nombre atòmic, amb la seva configuració electrònica, mitjançant les coordenades grup-període en què es troba. De la configuració electrònica, posteriorment, podem deduir moltes de les seves propietats físiques i químiques, així com de la seva variació periòdica.

A partir de la configuració electrònica puc extreure informació del element així com de la seva posició a la taula. A més a més aquesta posició com ja hem dit, estarà relacionada amb una sèrie de propietats que donaran lloc a les diferents característiques de les substàncies.

4.- Interpretació periòdica d'algunes propietats.

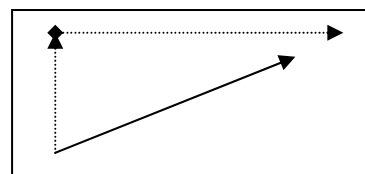
4.1- Energia d'ionització

Energia que hi ha que comunicar a un àtom gasos per arrancar-li un electró, és a dir per formar un catió. És una característica molt important per als enllaços.

$$\text{Na}(g) + E_I \longrightarrow \text{Na}^+(g) + 1e^-$$

La seva variació periòdica en la taula periòdica és que:

- *augmenta al augmentar un període*, ja que augmenten els nombres de protons al nucli i cada vegada és més difícil treure un electró. Encara que pot presentar algunes irregularitats(quan toqui alguns subnivells plens o semiplens)
- *disminueix al augmentar un grup* ja que cada vegada hi ha més capes i l'electró en les mateixes condicions estarà més apantallat i constarà menys de llevar, ja que estarà menys atret pel nucli.

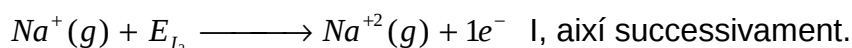


Des del punt de vista teòric, els factors determinants d'aquesta variació són:

- *La proximitat de l'electró al nucli atòmic. Com més a prop estigui del nucli l'electró que s'ha d'arrencar, més ens constarà fer-ho i per tant l'energia d'ionització serà major.*
- *La carrega nuclear que atreu als electrons. A major nombre de protons més atracció exercirà el nucli sobre l'electró i per tant major energia necessitaré per treure'l.*
- *L'apantallament que fan la resta d'electrons. Com més capes d'electrons tingui, més apantallada estarà la força del nucli pels altres electrons i per tant més petita serà l'energia d'ionització.*

Aquesta energia serà diferent si estic portant el primer electró o el segon...

La segona energia d'ionització correspon a llevar un electró a un catió en estat gasos.



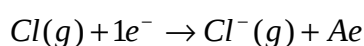
Per exemple les tres primeres energies del liti són:

$$\text{Li: } E_{I_1} = 5,39\text{eV} \quad E_{I_2} = 75,62\text{eV} \quad E_{I_3} = 122,42\text{eV}$$

La primera és molt petita ja que aconseguim configuració de gas noble i estabilitzem l'ió mentrestant la segona serà molt més gran.

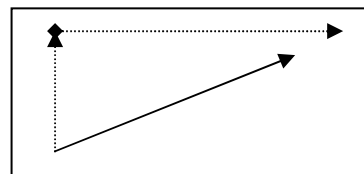
4.2- Electroafinitat o Afinitat electrònica.

Energia que allibera l'àtom gasos al incorporar un electró a la seva configuració electrònica, a la seva estructura



Augmenta

- *Al pujar en un grup*, ja que en disminuir el nombre de capes cada vegada constarà més introduir-li un electró, ja que el nucli s'oposarà.



- *Al augmentar un període*, ja que cada vegada ens constarà menys ja que el àtom vol completar la seva darrera capa.

Des del punt de vista teòric, els factors determinants d'aquesta variació són:

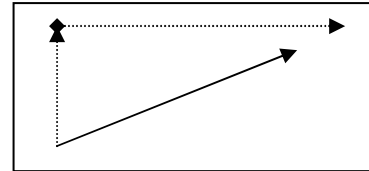
- *La proximitat de l'electró al nucli atòmic.* Com més a prop estigui del nucli l'electró que s'ha d'afegir, més atracció rebrà per part d'aquest, i més energia es despendrà, es a dir major afinitat electrònica.
- *La carrega nuclear que atreu als electrons.* A major nombre de protons més atracció exercirà el nucli sobre l'electró i per tant major energia es despendrà.
- *L'apantallament que fan la resta d'electrons.* Com més capes d'electrons tingui, més apantallada estarà la força del nucli pels altres electrons i per tant més petita serà l'energia emesa.

4.3- Electronegativitat

Caracteritza, la tendència d'un àtom a captar electrons quan està formant un enllaç químic

Augmenta

- *Al pujar en un grup*, ja que en disminuir el nombre de capes cada els electrons estaran mes atrets pel nucli.
- *Al augmentar un període*, ja que en faltar-li menys electrons per tenir capes plenes els àtoms tendiran a apropar-se dels electrons de l'enllaç.

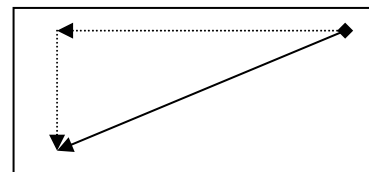


Aquest valor és difícil de mesurar en termes absoluts. Per la qual cosa, es va assignar un valor quantitat de moviment pròxim a 4 al element més electronegatiu, el fluor i es va calcular la resta per comparació.

4.4- Volum atòmic

Es defineix com l'espai que ocupa un àtom.

- *Al baixar en un grup*, ja que augmenta el nombre de capes
- *Al llarg d'un període disminueix en un principi per a torna a augmentar*, degut a dos factors. Per un costat al augmentar els protons al nucli atrauen més als electrons i fa que disminueixi el volum. Com a conseqüència d'açò els electrons suportaran una major repulsions electrostàtiques lo que suposa un augment de volum. Aproximadament, fins a la meitat de la taula predomina el primer factor després el segon, amb moltes matisacions....



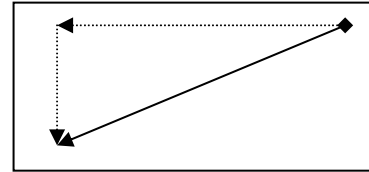
4.5- Radi atòmic i Radi iònic.

Són magnituds definides convencionalment ja que no són magnitud reals degut a la definició d'orbital com a zona de probabilitat de trobar un electró.

El Radi atòmic es defineix com la meitat de la distància que existim entre els dos nuclis dels dos àtoms contigus tant si es tracta d'un sòlid metàl·lic com d'una molècula covalent.

Augmenta

- Al baixar en un grup, ja que augmenta el nombre de capes
- Al disminuir en un període, degut a que els electrons en capes plenes son més compactes que si tenim electrons solts.

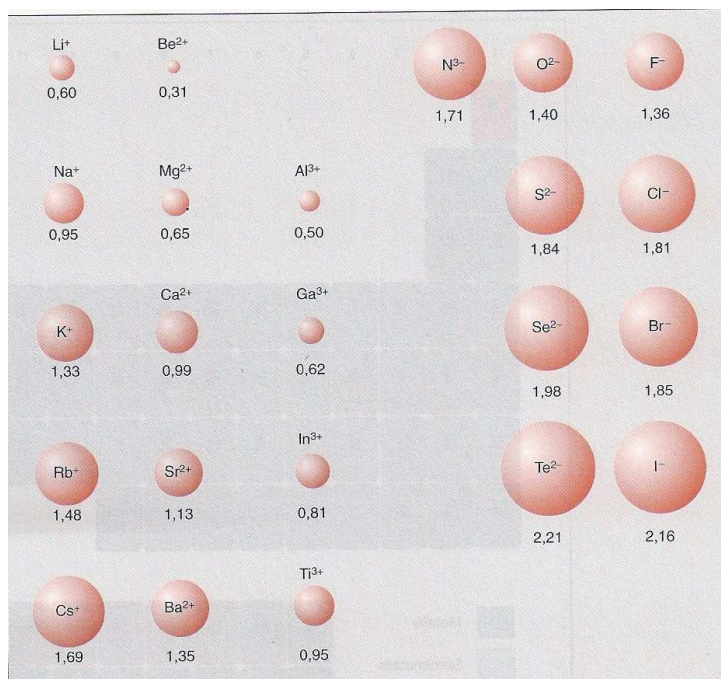


1	2	13	14	15	16	17	18
H 0,37							He 0,50
Li 1,52	Be 1,11	B 0,88	C 0,77	N 0,70	O 0,66	F 0,64	Ne 0,70
Na 1,86	Mg 1,60	Al 1,43	Si 1,17	P 1,10	S 1,04	Cl 0,99	Ar 0,94
K 2,31	Ca 1,97	Ga 1,22	Ge 1,22	As 1,21	Se 1,17	Br 1,14	Kr 1,09
Rb 2,44	Sr 2,15	In 1,62	Sn 1,40	Sb 1,41	Te 1,37	I 1,33	Xe 1,30
Cs 2,62	Ba 2,17	Tl 1,71	Pb 1,75	Bi 1,46	Po 1,50	At 1,40	Rn 1,40

El Radi iònic, és defineix per als sòlids iònics . La suma dels dos radis iònics és la distància que trobem entre els dos nuclis

El *Radi del catió* serà menor que el àtom neutre ja que ara tenim menys electrons, hem reduït el seu nombre de capes per tant reduïm el radi.

El *Radi del Anió* serà major que el àtom neutre ja que ara tenim mes electrons, hem augmentar el seu nombre de capes per tant ha augmentat el radi.



5.- Enllaços d'interès

5.1- Taules periòdiques interactives:

<http://www.juntadeandalucia.es/averroes/jpccec/tablap/index.html>
<http://www.acienciasgalilei.com/qui/tabla-periodica-extendida.htm>
<http://es.geocities.com/químicavirtual/>
<http://www.finner.org/Misc/mayan.shtml>
<http://www.maloka.org/f2000/applets/a2.html>
<http://www.acienciasgalilei.com/qui/tabla-periodica.0.htm>
<http://www.freewebs.com/asegade/varios.html>
<http://www.acienciasgalilei.com/qui/tablas-qui.htm>

5.2- Propietats periòdiques:

<http://www.xtec.cat/aulanet/ud/ciencias/taula/propietats.htm>
<http://www.xtec.cat/~aboix24/batxillerat/quimica/solquimpdf/proper.htm>
<http://martaredon.blogspot.com/2009/10/propietats-periodiques.html>