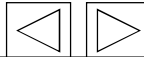


1

Tema 4: LOS ÁTOMOS



2

1.- El incompleto átomo de Dalton.

1.1.- Antecedentes históricos. La naturaleza eléctrica de la materia.

1.2.- Descubrimiento del electrón.


2.- Los primeros modelos atómicos.

2.1- Modelo atómico de Thomson

2.2- El descubrimiento del protón.

2.3- La experiencia de la lámina de oro

- Los rayos X.
- La radiactividad.



3

2.4.- Modelo atómico de Rutherford

2.5.- La masa de los átomos: el neutrón.

3.- ¿Cómo se identifican los átomos?.

3.1.- Isótopos

4.- Los espectros atómicos y la física cuántica.

4.1.- Los espectros atómicos.

4.2.- Teoría cuántica. Hipótesis de Plank.

4.3.- Efecto fotoeléctrico.



4

5.- Nuevos modelos atómicos.

5.1.- Modelo atómico de Bohr

5.2.- Nuevos descubrimientos en los espectros atómicos.

5.3.- Números cuánticos

5.4.- El modelo mecanocuántico del átomo.



5

6.- La configuración electrónica de los átomos.

7.- El sistema periódico de los elementos.

8.- Propiedades periódicas de los elementos.



6

Antecedentes históricos

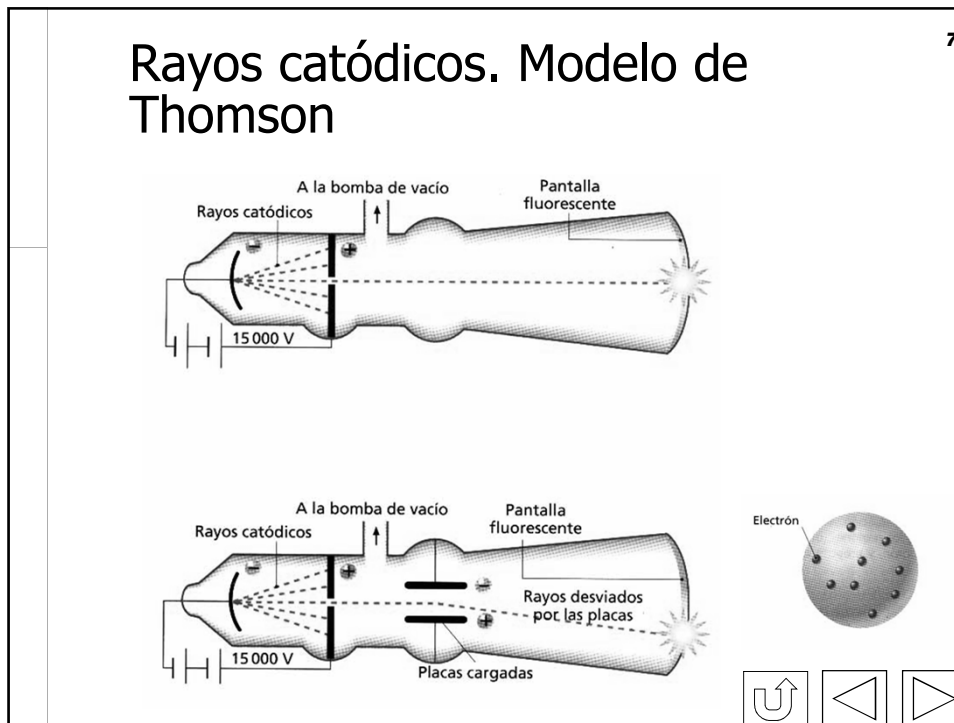
- ✓ Leucipo y Demócrito.
 - ✓ Discontinuidad de la materia.
- ✓ Dalton.
 - ✓ Teoría atómica
- ✓ Volta, Davy, Faraday, Berzelius.
 - ✓ Naturaleza eléctrica de la materia.
- ✓ Thomsom/Millikan
 - ✓ Descubrimiento del electrón : Tubos catódicos

<http://www.youtube.com/watch?v=QjvI7v8rIII>

✓ [CathodeRayTube.swf](#)



✓ [MillikanOilDropExp.swf](#)







Modelos atómicos

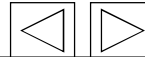
8

- Dalton. (no es propiamente un modelo)
- Thomsom.
 - Cargas negativas incrustadas en un núcleo positivo. 
 - Página 79: ejercicio 1
- Rutherford. 
 - El átomo está hueco. La masa y la carga positiva está concentrada en el núcleo. Fuera están los electrones negativos.
- Bohr.

Descubrimiento del electrón (1897).⁹

- Al someter a un gas a baja presión a un voltaje elevado, este emitía unas radiaciones que se conocieron como rayos catódicos.
- Se observó que los rayos catódicos eran partículas negativas (se desviaban hacia el polo positivo de un campo eléctrico) con gran energía cinética.
- La relación carga/masa de los rayos catódicos es la misma independientemente del gas del que proceda.
- Se supuso que estas partículas deberían estar en todos los átomos. Thomson las llamó "electrones".



Descubrimiento del protón (1914).¹⁰

- Utilizando cátodos perforados, en tubos de descarga además de los rayos catódicos, Goldstein descubrió unos rayos positivos procedentes del ánodo que llamó rayos anódicos o canales.
- La relación carga/masa de los rayos canales no es la misma sino que depende del gas del que proceda. En cualquier caso, la masa era muy superior a la de los electrones.
- Se llamó "protón" a la partícula positiva procedente del gas más ligero (el hidrógeno), cuya carga coincidía exactamente con la del electrón.
- Las cargas de otros rayos canales eran múltiplos de la del protón, por lo que supuso que deberían ser partículas con varios protones unidos.



Rayos X (Roöntgen 1895)

- Se producen junto con los rayos catódicos.
- No poseen carga ya que no se desvían al pasar por campos magnéticos.
- Tienen gran poder penetrante (atraviesan con facilidad las vísceras, no así los huesos) e impresionan placas fotográficas.
- Viajan a la velocidad de la luz.
- Ionizan los gases.



Radiactividad (Becquerel 1896)

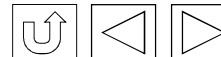
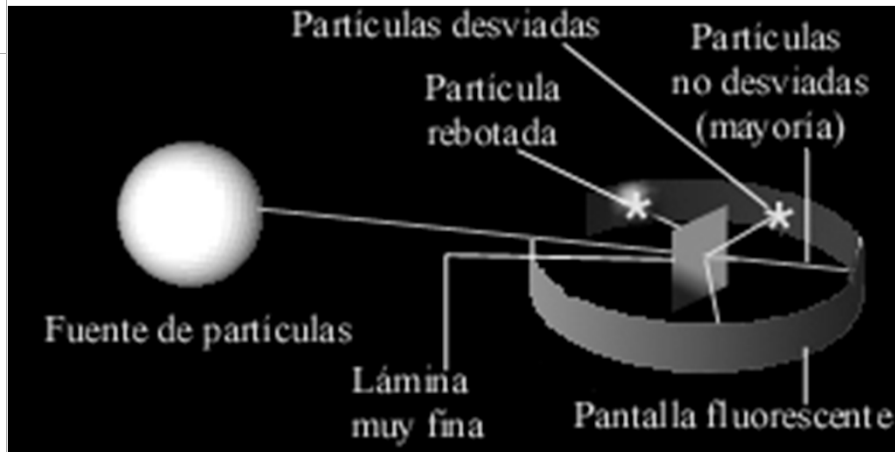
- Son radiaciones similares a los rayos X pero emitidas espontáneamente por algunas sustancias (uranio).
- Muy ionizantes y penetrantes.
- Pueden ser de varios tipos:
 - Rayos α (núcleos de He: carga = +2; masa= 4 u)
 - Rayos β (son cargas negativas procedentes del núcleo por descomposición de un neutrón en protón + electrón).
 - Rayos γ (radiaciones electromagnéticas de alta frecuencia)

masa ↑

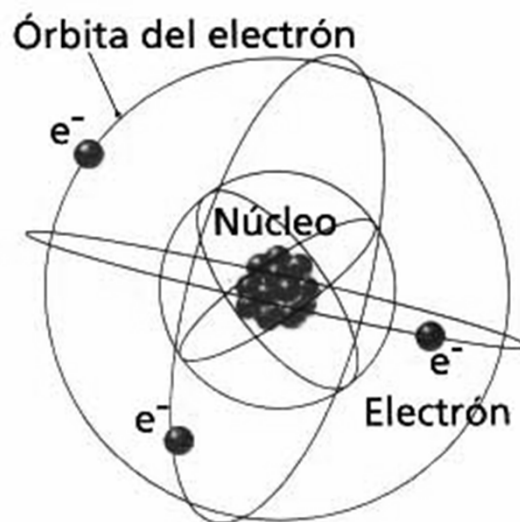
penetración ↓



Experimento y modelo de Rutherford.

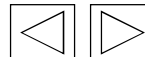


Experimento y modelo de Rutherford.



Descubrimiento del neutrón (1932).¹⁵

- Rutheford observó que la suma de las masas de los protones y la de los electrones de un determinado átomo no coincidía con la masa atómica por lo que postulo la existencia de otra partícula que
 - Careciera de carga eléctrica.
 - Poseyera una masa similar a la del protón.
 - Estuviera situada en el núcleo.
- En las primeras reacciones nucleares Chadwick detectó esta partícula y la denominó "neutrón".



16

Partículas atómicas fundamentales.

	Carga (C)	Masa (kg)
protón	$1'6021 \times 10^{-19}$	$1'6725 \times 10^{-27}$
neutrón	0	$1'6748 \times 10^{-27}$
electrón	$-1'6021 \times 10^{-19}$	$9'1091 \times 10^{-31}$



REPASO

17

Número atómico y número másico.

- **Número atómico (Z):** es el número de protones que tiene un átomo. Es distinto para cada elemento.
- **Isótopos:** son átomos del mismo elemento que difieren en el nº de neutrones (N).
- **Número másico (A):** es la suma de protones y neutrones de un núcleo atómico. ($A = Z + N$)

- $$\begin{array}{c} A \\ Z \end{array} \text{ Símbolo.} \quad \text{Ejemplo: } \begin{array}{c} 37 \\ 17 \end{array} \text{Cl}$$



18

Masa atómica

- Es la media ponderal (teniendo en cuenta el % en que está cada uno) de la masa de cada uno de los isótopos de un elemento.
- Se mide en UMAs (u) (doceava parte de la masa del ^{12}C).
- $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad (1/6,023 \cdot 10^{23})$
 $= 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

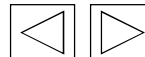


Ejemplo: El neón es un elemento químico de ¹⁹
Z=10. En la naturaleza se encuentra tres isótopos de masas atómicas **19'99, 20'99 y 21'99 u**. Si sus proporciones respectivas son del **90,92 %, 0,26 % y 8,82 %** calcula la masa atómica en u y kg.

$$\frac{(90,92 \cdot 19,99 + 0,26 \cdot 20,99 + 8,82 \cdot 21,99)u}{100}$$

$$= 20,17 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg/u} =$$

$$= 3,348 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$



Ejemplo: La masa atómica del cloro es ²⁰
35,45 u. Si tiene dos isótopos, ³⁵Cl y ³⁷Cl, de masas **34,97 y 36,93 u**. Calcular el % de cada uno de ellos.

$$35,45 \text{ u} = \frac{34,97 \text{ u} x + 36,93 \cdot (100 - x)}{100} =$$

De donde X = **75,51 % del isótopo ³⁵Cl**
24,49 % del isótopo ³⁷Cl

Pág 81: Ejercicio resuelto 1, 3, 4

Pág 104: 35, 36



Radiación electromagnética (Maxwell 1864).

- La energía desprendida de los átomos se transmite como ondas electromagnéticas (valores fluctuantes del valor del campo eléctrico y campo magnético).
- Se caracterizan por una determinada longitud de onda " λ " o por su frecuencia " ν ".
($\lambda \cdot \nu = c$) ($c = 300.000 \text{ km/s}$).
- La frecuencia se mide, pues, en s^{-1} (herzios)
- No necesitan para propagarse medio material.



Tipos de radiaciones electromagnéticas según λ .



- Rayos γ
- Rayos X
- Rayos UV
- Radiación visible.
- Rayos IR
- Microondas
- Ondas de radio

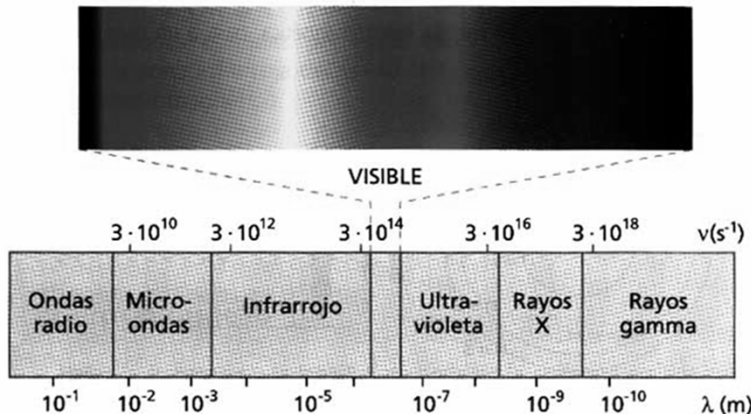
- Ondas de radar
- Ondas de TV.
- Onda ultracorta
- Onda corta.
- Onda media.
- Onda larga



23

Espectro electromagnético.

- Es el conjunto de radiaciones electromagnéticas que emite o absorbe una sustancia o fuente de energía.




The diagram illustrates the electromagnetic spectrum with two scales: frequency ν (s⁻¹) at the top and wavelength λ (m) at the bottom. The frequency scale is logarithmic, with markers at $3 \cdot 10^{10}$, $3 \cdot 10^{12}$, $3 \cdot 10^{14}$, $3 \cdot 10^{16}$, and $3 \cdot 10^{18}$. The wavelength scale is also logarithmic, with markers at 10^{-1} , 10^{-2} , 10^{-3} , 10^{-5} , 10^{-7} , 10^{-9} , and 10^{-10} . The spectrum is divided into regions: Ondas radio, Microondas, Infrarrojo, Visible (indicated by a dashed line from a spectrum image above), Ultra-violeta, Rayos X, and Rayos gamma. Navigation arrows are present at the bottom right.

24

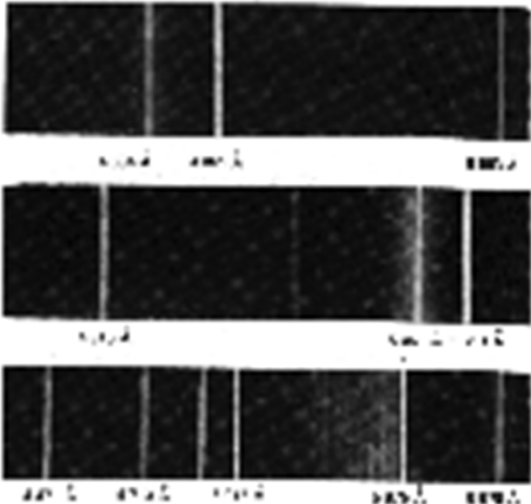
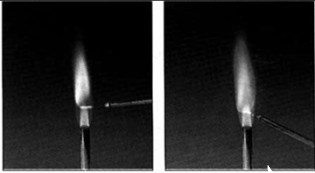
Espectros atómicos

- Es la imagen después de ser dispersada por un prisma del conjunto de radiaciones que emite una sustancia.
- El espectro es característico de una determinada sustancia y normalmente sirve para identificarla.
- Se obtiene mediante el espectroscopio.
- Puede ser: de emisión y de absorción

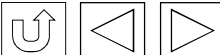


The diagram shows a magnifying glass icon and a navigation arrow at the bottom right.

Espectros de emisión

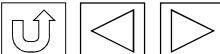
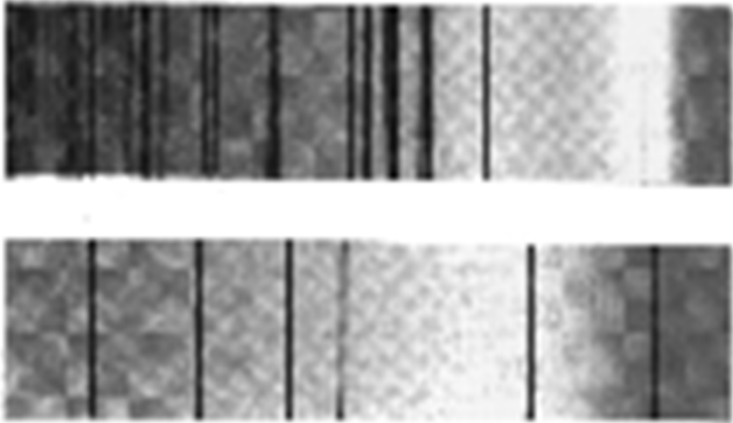


Litio
Potasio



26

Espectros de absorción



27

Espectro de emisión

Tubo con hidrógeno

Prisma

Espectro de emisión del átomo de hidrógeno

Espectro de absorción

Fuente de luz blanca

Muestra de hidrógeno

Prisma

Película o detector

Espectro de absorción

◀ ▶

28

Espectro de absorción del H

Espectro de emisión del H

Espectro de emisión del He

Espectro de emisión del Li

Espectro de emisión del Be

Espectro de emisión del B

Espectro de emisión del C

Espectro de emisión del N

Espectro de emisión del O

Espectro de emisión del F

◀ ▶

Radiación electromagnética (continuación).

- La emisión de energía aumenta con la Temperatura.
- La energía está cuantizada (como la materia)
 $E = h \cdot \nu$ (fórmula Planck)

$h =$ constante de Planck = $6,625 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

- La materia también absorbe cuantos de energía (fotones).



Efecto fotoeléctrico: Frecuencia umbral

- Efecto fotoeléctrico: Producción de una corriente eléctrica por parte de un metal cuando la luz incide sobre él.
- La frecuencia mínima para extraer un electrón de un átomo (efecto fotoeléctrico) se denomina **frecuencia umbral** " ν_{umbral} " ($\nu_{\text{umbral}} = E_{\text{ionización}}/h$).
- Si se suministra una radiación de mayor frecuencia, el resto de la energía se transforma en energía cinética del electrón:
- $E_{\text{cinética}} = \frac{1}{2} m v^2 = h \nu - E_{\text{ionización}} = h (\nu - \nu_{\text{umbral}})$



Crítica del modelo de Rutherford:

Según la ya probada teoría electromagnética de Maxwell, al ser el electrón una partícula cargada en movimiento debe emitir radiación constante ya que crea un campo magnético y por tanto, perder energía.

Esto debe hacer que disminuya el radio de su órbita y el electrón terminaría por caer en el núcleo; el átomo sería inestable. Por lo tanto, no se puede simplificar el problema planteando, para un electrón, que la fuerza electrostática es igual a la centrífuga debe haber algo más.

- Era conocida en el momento de diseñar su teoría la hipótesis de Planck que no la tuvo en cuenta.
- Tampoco es coherente con los resultados de los espectros atómicos.

•Los experimentos de Rutherford eran definitivos, pero el planteamiento era incompleto y lógicamente, también los cálculos.



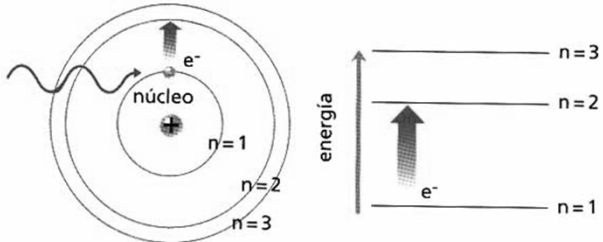
Modelo de Bohr .

- Los electrones giran alrededor del núcleo únicamente en órbitas permitidas (radios cuantizados).
- Cada línea espectral se correspondería con un salto de una órbita a otra para lo cual precisa una cantidad exacta de energía que se corresponde con una determinada frecuencia.
- La energía absorbida por un electrón al pasar a un nivel superior (átomo excitado) es la misma que emite cuando vuelve a su orbital.



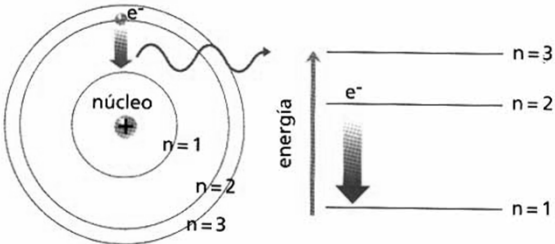
13

Absorción



Cuando un electrón absorbe energía electromagnética, pasa a un nivel de energía mayor.

Emisión




Un electrón puede caer desde un nivel a otro de menor energía emitiendo energía electromagnética.

◀ | ▶

34

Modelo atómico de Bohr



Libro de texto p. 85

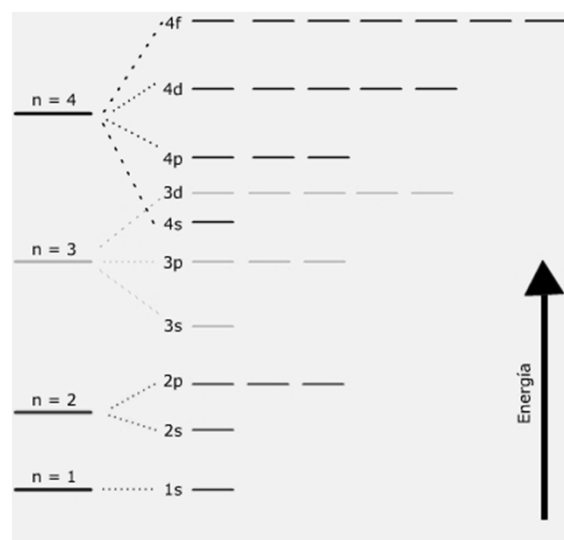
Página 100: ejercicio resuelto 6

◀ | ▶

Limitaciones del modelo de Bohr

Libro de texto p. 86

- Existen **niveles de energía** o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo.
- A su vez, cada nivel tiene distintos **subniveles**, que pueden ser de cuatro tipos: s, p, d, f.
 - Primer nivel hay 1 (1s)
 - Segundo nivel hay 2 (2s, 2p)
 - Tercer nivel hay 3 (3s, 3p, 3d)
 - Cuarto nivel hay 4 (4s, 4p, 4d, 4f)



Página 104: ejercicio 39, 41



Mecánica cuántica p. 88

37

Teoría atómica actual

https://www.youtube.com/watch?v=zncgBzvim_0
min 2,15

El estado del electrón se describe mediante una función matemática (Schrödinger)

Números cuánticos (n , l , m , s): Solución a la ecuación de Schrödinger.

El modelo de Bohr establece órbitas permitidas.

El modelo de Schrödinger establece una función de probabilidad.



38



•<http://www.youtube.com/watch?v=RXYakaxEM7M>



Orbitales atómicos

39

Orbital atómico definición p. 89

Región del espacio en la que hay una probabilidad superior al 90% de encontrar al electrón.

Tipos de orbitales: viene determinado por el valor del número cuántico l:

s ($l=0$)

p ($l=1$)

d ($l=2$)

f ($l=3$)

<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/NumerosCuanticos12.htm>

Página 100: Ejercicio 7

Página 89: Ejercicios 6, 7, 8

Página 104: Ejercicios 42-49



Estructura electrónica de los átomos

40

Principio de exclusión de Pauli pág. 90

No pueden existir en un átomo dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales entre sí. En el mismo orbital solo pueden existir, como máximo, dos electrones y con spines opuestos.



Estructura electrónica de los átomos 41

Orden energético creciente de construcción o Principio de Aufbau:

- Menor energía
- $n+l$

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f
6s 6p 6d
7s 7p 7d

◀ ▶

Estructura electrónica de los átomos 42

Regla de máxima multiplicidad de Hund pág. 90

Los electrones, al ocupar orbitales con el mismo valor de l pero distinto valor de m , se colocan de manera que su desapareamiento sea el mayor posible (ocupan el mayor número de orbitales con distinto valor de m); los electrones no apareados se colocan con sus spins paralelos.

Ejemplo del fósforo fig. 4.31 Configuración

Pág. 91: ejemplo resuelto: pág. 101: 8.9
pág. 90 Actividad 10; pág. 91 Actividad 11 y 12;
Pág. 105: 52-58

◀ ▶

7. El sistema periódico de los elementos

Lectura del artículo de Investigación y Ciencia: *Evolución del sistema periódico* (1988)



*La "Geografía" de la
Tabla Periódica*

¿Qué es un periodo?

19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	

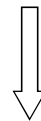
*El conjunto de elementos que ocupan una línea horizontal se denomina **PERIODO**.*

1		
2		
3		
4	→	
5		
6		
7		
		6
		7

Los PERIODOS están formados por un conjunto de elementos que teniendo propiedades químicas diferentes, mantienen en común el presentar igual número de niveles con electrones en su envoltura, correspondiendo el número de PERIODO al total de niveles o capas.

¿Qué es un grupo?

Los elementos que conforman un mismo GRUPO presentan propiedades físicas y químicas similares.



9
F
17
Cl
35
Br
53
I
85
At

Las columnas verticales de la Tabla Periódica se denominan GRUPOS (o FAMILIAS)

s^1

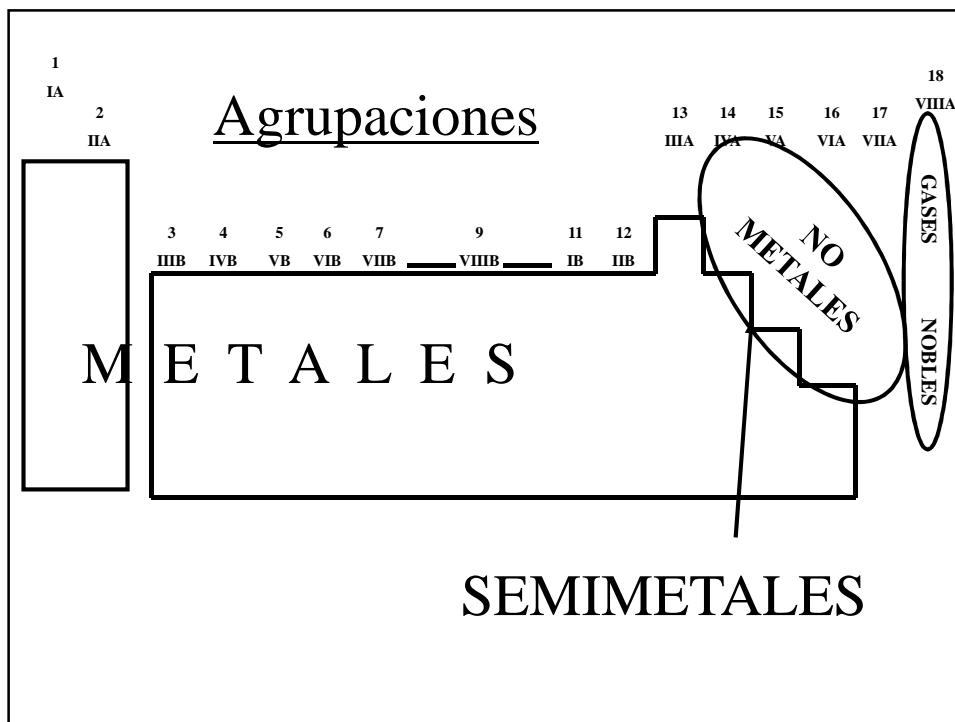
s^2

$p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6$

$d^1 d^2 d^3 d^4 d^5 d^6 d^7 d^8 d^9 d^{10}$

Los elementos del mismo GRUPO tienen la misma configuración electrónica del último nivel energético.

•Tema 4: Estructura atómica. Sistema periódico Curso 2014-2015



50

Descripción del Sistema Periódico actual

The detailed periodic table includes the following elements and their atomic numbers:

1 H	2 He											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 IB	12 IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
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
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
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
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112						

Metals (s, d, p, f) **Semimetals** **Non-metals**

Lantánidos

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
----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------

Actínidos

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
----------	----------	---------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	-----------	-----------	-----------	-----------

50

51

		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
		(Ia)	(IIa)	(IIIb)(IVb)	(Vb)	(VIb)	(VIIb)	(VIIIb)	(Ib)	(IIb)	(IIIa)	(IVa)	(Va)	(VIa)	(VIIa)	o					
Elementos tipo		Elementos tipo d											Elementos tipo p								
P E R I O D O S	Alcalinos																				
	Alcalinotérreos																				
	H												Térreos	Carbonoides		Nitrogenoides		Aloígenos		Halógenos	Gases nobles
	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne		
	Na	Mg	Elementos de transición											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh		Uuo				
		Elementos de transición interna (tierras raras)																			
Elementos tipo f (transición interna raras)		*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
		*	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw					

RESUMIENDO:

52

La tabla periódica actual

- En 1913 Henry Moseley (1887 - 1915) ordenó los elementos de la tabla periódica usando como criterio de clasificación el número atómico.
- Enunció la "ley periódica": **"Si los elementos se colocan según aumenta su número atómico, se observa una variación periódica de sus propiedades físicas y químicas"**.



52

La tabla periódica actual

- Hay una relación directa entre el último orbital ocupado por un e^- de un átomo y su posición en la tabla periódica y, por tanto, en su reactividad química, fórmula estequiométrica de compuestos que forma...
- Se clasifica en cuatro bloques:
 - Bloque "s": (A la izquierda de la tabla)
 - Bloque "p": (A la derecha de la tabla)
 - Bloque "d": (En el centro de la tabla)
 - Bloque "f": (En la parte inferior de la tabla)



Tipos de orbitales en la tabla periódica

1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

H

He

s¹ s²

p¹ p² p³ p⁴ p⁵ p⁶

d¹ d² d³ d⁴ d⁵ d⁶ d⁷ d⁸ d⁹ d¹⁰

- Bloque "s"
- Bloque "d"
- Bloque "p"
- Bloque "f"

f¹ f² f³ f⁴ f⁵ f⁶ f⁷ f⁸ f⁹ f¹⁰ f¹¹ f¹² f¹³

f ¹⁴																					

54



55			
Grupos			
Bloque	Grupo	Nombres	Config. Electrón.
s	1	Alcalinos	$n s^1$
	2	Alcalino-térreos	$n s^2$
p	13	Térreos	$n s^2 p^1$
	14	Carbonoideos	$n s^2 p^2$
	15	Nitrogenoideos	$n s^2 p^3$
	16	Anfígenos	$n s^2 p^4$
	17	Halógenos	$n s^2 p^5$
	18	Gases nobles	$n s^2 p^6$
d	3-12	Elementos de transición	$n s^2(n-1)d^{1-10}$
f		El. de transición Interna (lantánidos y actínidos)	$n s^2 (n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$
55			

56

Ejemplo: Determinar la posición que ocupará un átomo cuya configuración electrónica termine en $5d^4 6 s^2$

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1s																		1s	
2s													2p						
3s													3p						
4s							3d							4p					
5s							4d							5p					
6s							5d							6p					
7s	6d																		

$n = 6$

								4f										
--	--	--	--	--	--	--	--	----	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

$n = 7$

								5f										
--	--	--	--	--	--	--	--	----	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

NO CONFUNDAS!!!

- **Electrones de valencia:** Los electrones situados en el último nivel de energía de un átomo.
- **Valencia iónica:** número de electrones que gana o pierde un átomo para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Si los gana, su valencia es negativa, y si los pierde, positiva.



- Ejemplo resuelto 5 pág. 94; 10 y 11 pág. 102 y 13 pág. 103.
- pág. 94: Ejercicios 17-20 ;
- Pág. 105: 61, 62 y 64

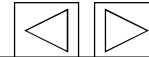


8. Propiedades periódicas

59

1. Tamaño del átomo.
2. Energía de ionización.
3. Afinidad electrónica.
4. Electronegatividad.
5. Carácter metálico.

59



8.1. El tamaño de los átomos

•60

- Radio atómico:

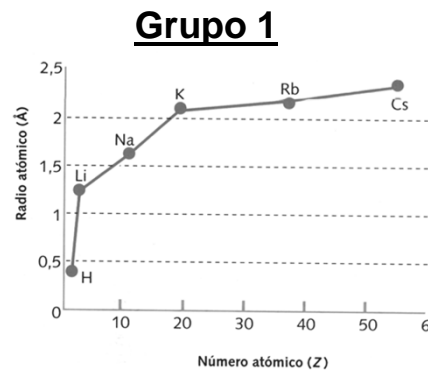
Se define como: “la mitad de la distancia de dos átomos iguales que están enlazados entre sí”.

¿Cómo varía en un grupo? Y ¿en un período?



Variación del radio atómico en un grupo.

- En un grupo, el radio aumenta al aumentar el número atómico, pues existen más capas de electrones.

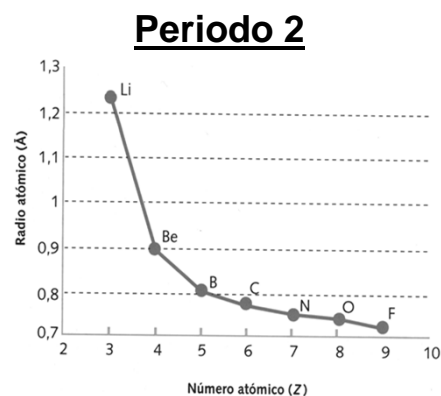


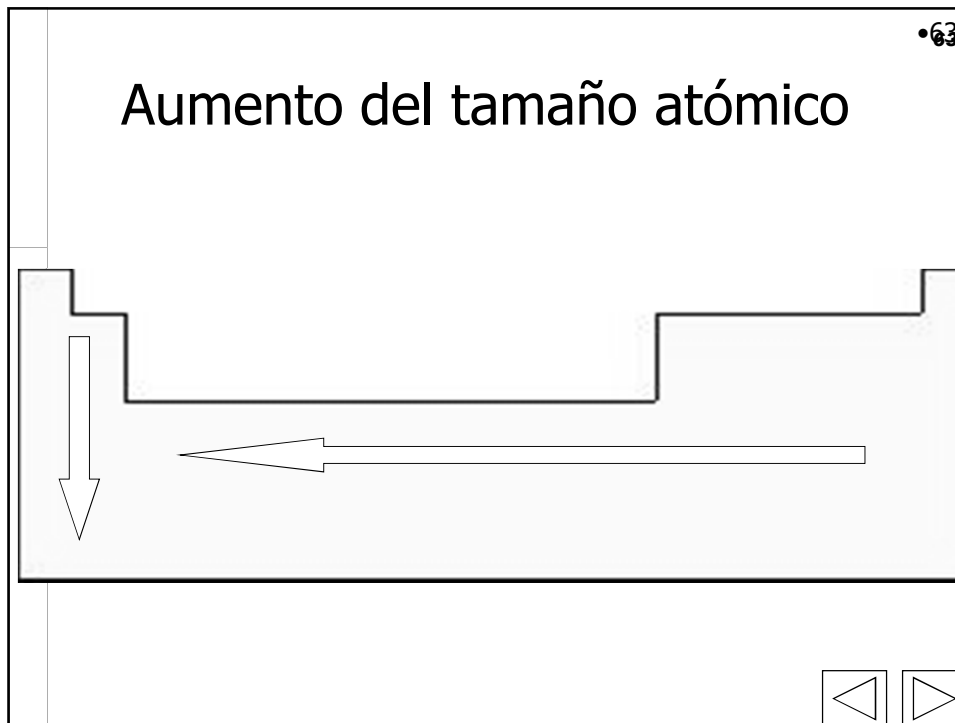
© Ed. Santillana. Química
2º Bachillerato.



Variación del radio atómico en un periodo

- En un mismo periodo el tamaño disminuye al aumentar el número atómico.
- Aumenta el número de protones del núcleo por lo que atraen más fuertemente a los electrones de valencia ya que se sitúan en el mismo nivel.





8.2. Energía de ionización (EI) ⁶⁴ (potencial de ionización).

- “Es la energía mínima necesaria para extraer un e^- de un átomo gaseoso en su estado fundamental y formar un catión”.
- Es siempre positiva (proceso endotérmico).
- Se habla de 1ª EI (EI_1), 2ª EI (EI_2), ... según se trate del primer, segundo, ... e^- extraído.
- La EI de los gases nobles, al igual que la 2ª EI en los metales alcalinos, es enorme.

64

En la parte inferior derecha de la diapositiva hay dos botones de navegación: uno con una flecha hacia la izquierda y otro con una flecha hacia la derecha.

Energía de ionización (EI) (potencial de ionización).

65

- **En un grupo:** disminuye al aumentar el número atómico ya que los electrones de valencia se encuentran más alejados del núcleo, por tanto menos atraídos. Es más fácil arrancarlos.
- **En un período:** Aumenta al aumentar el número atómico, hacia la derecha, al aumentar la carga positiva del núcleo y disminuir el radio la fuerza de atracción sobre los electrones es más intensa. Se requiere más energía para arrancarlos.

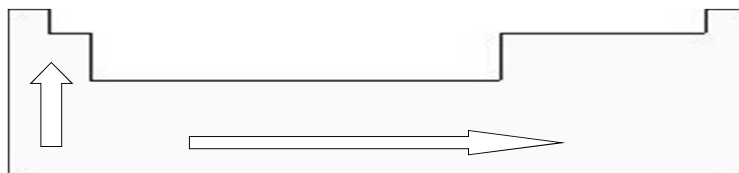
65



Esquema de variación de la Energía de ionización (EI).

66

Aumento en la Energía de ionización



66



8.3. Afinidad electrónica (AE)

67

- “Es la energía intercambiada cuando un átomo gaseoso en su estado fundamental capta un e^- y forma un anión”.
- Se suele medir por métodos indirectos.
- Puede ser positiva (absorbida) o negativa (desprendida) aunque suele ser negativa (exotérmica). La 2ª AE suele ser positiva. También la 1ª de los gases nobles y metales alcalinotérreos.

67



Afinidad electrónica (AE)

68

- **En un grupo:** disminuye al aumentar el número atómico ya que los electrones de valencia se encuentran más alejados del núcleo, por tanto menos atraídos.
- **En un período:** Aumenta (el valor absoluto, recuerda: es negativa) al aumentar el número atómico, hacia la derecha. Al aumentar la carga positiva del núcleo y disminuir el radio la fuerza de atracción sobre los electrones es más intensa. El átomo está más próximo a adquirir la configuración de gas noble.

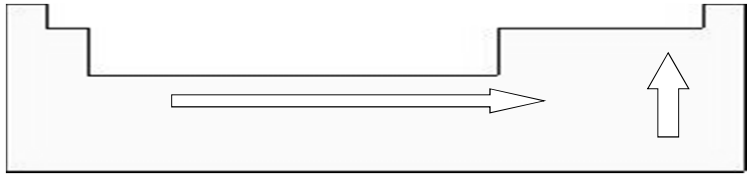
ATENCIÓN. EN EL LIBRO SE DEFINE COMO ENERGÍA DESPRENDIDA



•69

Esquema de variación de la Afinidad electrónica (AE).

Aumento en la afinidad electrónica



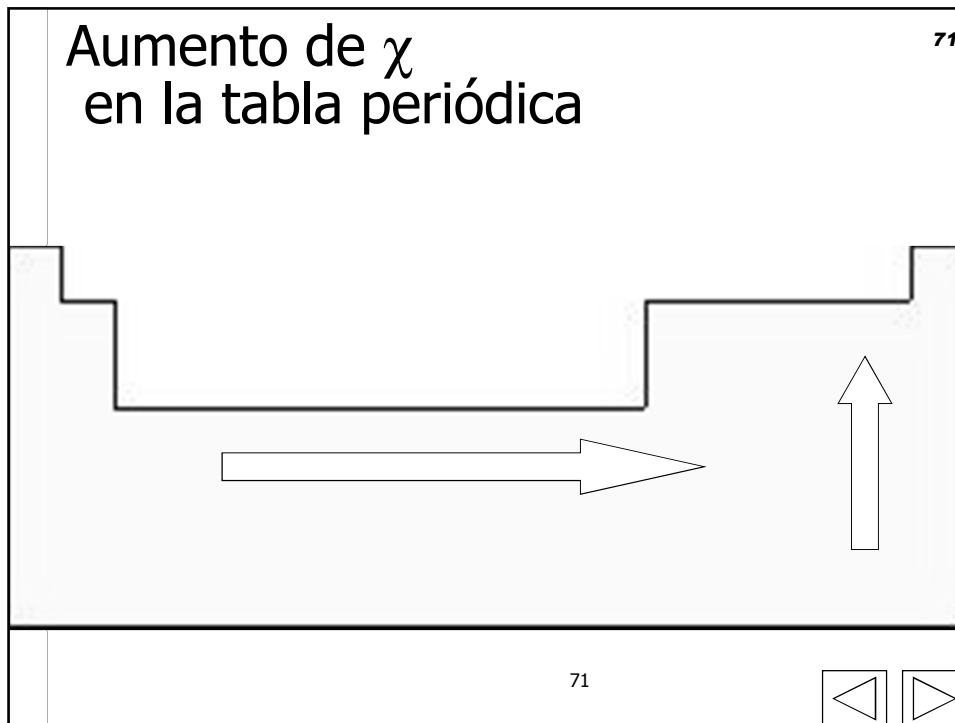
◀ ▶

8.4. / 8.5. Electronegatividad (χ) y carácter metálico 70

- Son conceptos opuestos (a mayor χ menor carácter metálico y viceversa).
- χ mide la tendencia de un átomo a atraer los e^- hacia sí.
- χ es un compendio entre EI y AE.
- Linus Pauling estableció una escala de electronegatividades entre 0,7 (Fr) y 4 (F).
- χ aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos.

70

◀ ▶



- 72
- pág. 103: 12;
 - pág. 95: 22;
 - pág. 96: 24;
 - pág. 97: 25;
 - pág. 98: 27
 - pág. 99: 28
 - pág. 105: 68, 71, 72, 73;
- ◀ ▶