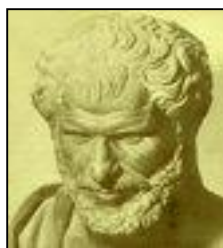


Vídeo de introducción sobre la química en nuestra vida (CT-01)
Señala y comenta todos los campos de aplicación de la química en nuestra vida

Vídeo: De Einstein al futuro (CT-02)
Debate

Vídeo: Hallazgos y creaciones: El átomo (CT-03)
Resumen

EL ÁTOMO

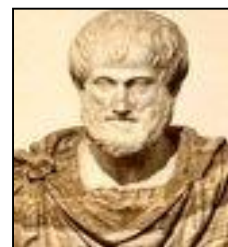


Demócrito
(460-370 a.C)

En la antigua Grecia dos concepciones compitieron por dar una interpretación racional a cómo estaba formada la materia.

Demócrito consideraba que la materia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles, llamadas átomos. Entre los átomos habría vacío.

Aristóteles era partidario de la teoría de los cuatro elementos, según la cual toda la materia estaría formada por la combinación de cuatro elementos: aire, agua, tierra y fuego.



Aristóteles
(384-322 a.C)

La teoría de los cuatro elementos fue la aceptada durante muchos siglos. Siguiendo la teoría aristotélica **los alquimistas** (que están considerados como los primeros químicos) intentaban obtener la Piedra Filosofal que les permitiría transmutar los metales en oro, curar cualquier enfermedad y evitar, incluso, la vejez y la muerte.

Su incesante trabajo en el laboratorio dio como fruto la invención o perfeccionamiento de muchos procedimientos aún hoy usados en los laboratorios (entre ellos la destilación), la síntesis de numerosos compuestos (como el ácido clorhídrico, sulfúrico o nítrico), el descubrimiento de técnicas metalúrgicas, la producción de tintes, pinturas o cosméticos... etc.



John Dalton
(1766-1844)

En 1808 **John Dalton** recupera la teoría atómica de Demócrito y considera que los átomos (partículas indivisibles) eran los constituyentes últimos de la materia que se combinaban para formar los compuestos.

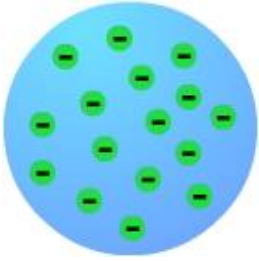
En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: el electrón.

Los rayos catódicos, estaban formados por electrones que saltan de los átomos del gas que llena el tubo cuando es sometido a descargas eléctricas. **Los átomos, por tanto, no eran indivisibles.**

J.J Thomson propone entonces el primer modelo de átomo:

Los electrones (pequeñas partículas con carga negativa) se encontraban incrustados en una nube de carga positiva. La carga positiva de la nube compensaba exactamente la negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.





Primer modelo de átomo compuesto (Thomson, 1897)

Los electrones, diminutas partículas con carga eléctrica negativa, están incrustadas en una nube de carga positiva de forma similar a las pasas en un pastel.

E. Rutherford realiza en 1911 un experimento crucial con el que se trataba de comprobar la validez del modelo atómico de Thomson.

Un esquema del montaje experimental usado se muestra más abajo:

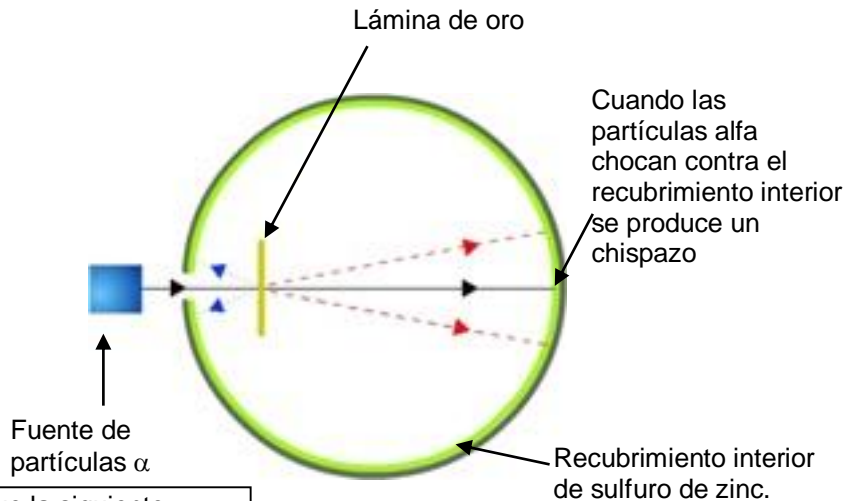
Las partículas alfa (α), procedentes de un material radiactivo, se aceleran y se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina las partículas α chocan contra una pantalla recubierta interiormente de sulfuro de zinc, produciéndose un chispazo. De esta forma era posible observar si las partículas sufrían alguna desviación al atravesar la lámina.

¿Qué es una partícula α ?
 Las llamadas "partículas α " son unas partículas muy pequeñas, con carga eléctrica positiva y con una masa 7.000 veces superior a la del electrón.



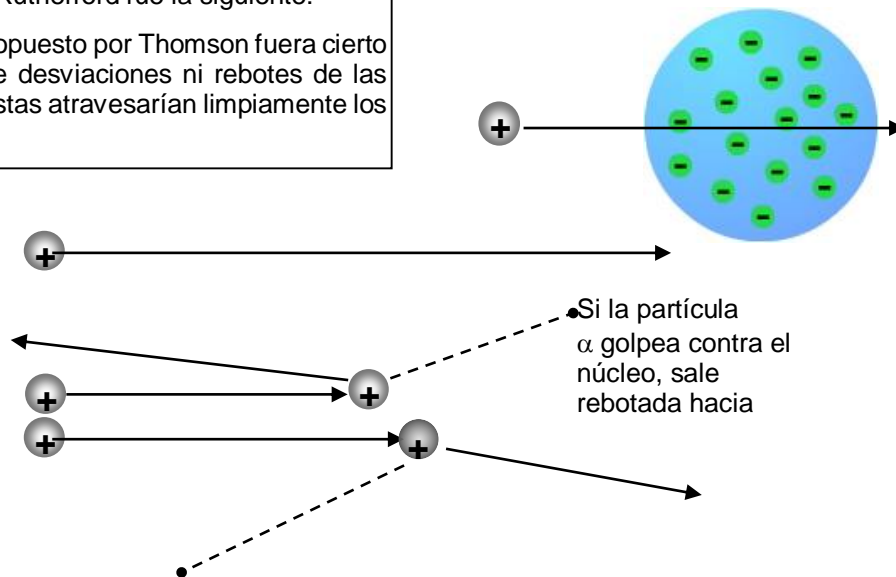
E. Rutherford (1871-1937)

- La mayor parte de las partículas atravesaban la lámina de oro sin sufrir ninguna desviación.
- Muy pocas (una de cada 10.000 aproximadamente) se desviaba un ángulo mayor de 10° (trazo a rayas)
- En rarísimas ocasiones las partículas α rebotaban (líneas de puntos)



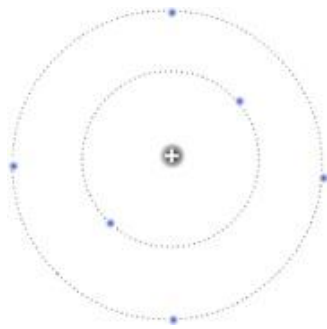
La interpretación dada por Rutherford fue la siguiente:

- Si el modelo atómico propuesto por Thomson fuera cierto no deberían observarse desviaciones ni rebotes de las partículas incidentes. Éstas atravesarían limpiamente los átomos sin desviarse.



La partícula α , que tiene carga positiva, es repelida por el núcleo si pasa cerca de

Modelo planetario de átomo propuesto por Rutherford en 1911



- Para que las partículas se desvíen deben encontrar en su trayectoria una zona (núcleo) en la que se concentre carga de signo positivo y cuya masa sea comparable o mayor a la de las partículas α .
- La zona en la que se concentra la masa y la carga positiva debería de ser muy pequeña comparada con la totalidad del átomo.
- Los electrones orbitan en círculos alrededor del núcleo.

EJERCICIOS

1. ¿Qué diferencias encuentras entre el modelo atómico de Thomson y el de Rutherford?
2. Dibuja el modelo atómico de Thomson y explica brevemente como imaginó Thomson el átomo.
3. ¿Qué experimento obliga a Rutherford a modificar el modelo de Thomson? Explícalo
4. Dibuja el modelo atómico de Rutherford, (o modelo planetario). ¿Cómo se imaginó Rutherford el átomo?
5. ¿Cómo se llama cada una de las partes en la que puede dividirse el átomo? ¿Qué partículas componen los átomos?

EL ÁTOMO. Conceptos fundamentales

Núcleo del átomo

- Dimensiones muy reducidas comparadas con el tamaño del átomo
- En el núcleo radica la masa del átomo
- Partículas: protones y neutrones (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**.
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada “fuerza nuclear fuerte”
- **El número de protones del núcleo es lo que distingue a un elemento de otro.**
- **El número atómico, Z**, nos da el número de protones del átomo y el número de la casilla que éste ocupa en el S.P

Corteza del átomo

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +).
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.**

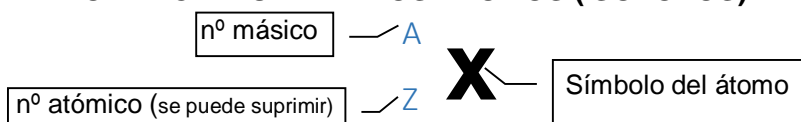
- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- El número de neutrones de un átomo se calcula así: **$n = A - Z$**
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS ATÓMICAS

Protón: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,007 \text{ u}$; $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Neutrón: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,009 \text{ u}$; $q_n = 0$
Electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 0,0005 \text{ u}$; $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Observa que $m_p \approx 2.000 m_e$
 $m_p \approx m_n$
 $q_p = q_e$ (aunque con signo contrario)

NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)

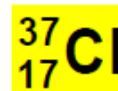
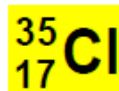


Ejemplos:
 ${}^4\text{He}$: Helio- 4
 ${}^{14}\text{C}$: Carbono- 14
 ${}^{235}\text{U}$: Uranio- 235

A lo largo del texto anterior nos ha salido la palabra ISÓTOPO. ¿Qué es un isótopo?

ISÓTOPOS son átomos de un mismo elemento que se diferencian en el número de neutrones. Tienen por tanto el mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A).

Por ejemplo:

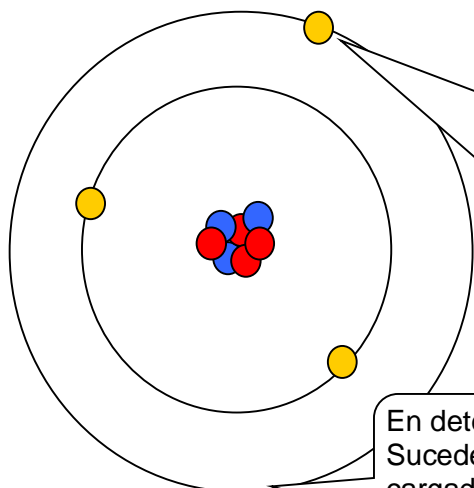


Cuando un elemento está formado por varios isótopos, su masa atómica se establece como una media ponderada de las masas de sus isótopos

EJERCICIOS

6. Completa: la masa del protón es casi igual a la masa del _____. La masa de los átomos se mide en _____ que es casi igual a la masa de _____.
7. En valor absoluto, la carga del electrón es igual a la carga del _____.
8. Los protones y los neutrones están muy próximos ("apelotonados") en el centro del átomo. ¿Cómo se llama dicha parte del átomo?
9. Dibuja un átomo con 4 protones, 5 neutrones y 5 electrones.
10. En el Sistema Periódico o Tabla Periódica busca el elemento Bromo (Br) ¿Cuál es su n° atómico? ¿n° másico? ¿Cuántos protones, electrones y neutrones tiene?
11. ¿Cuántos neutrones hay en el isótopo de carbono de $A = 14$ y $Z = 6$?
12. Responde a las siguientes cuestiones:
 - a) ¿Existe alguna relación entre el número de protones y el número de electrones en un átomo neutro?
 - b) ¿Cuál es el tamaño del núcleo de un átomo comparado con el átomo?
 - c) ¿Cuál es la relación entre la masa del protón y del neutrón? Y ¿entre la masa del protón y la masa del electrón?
 - d) ¿Pueden existir dos átomos del mismo elemento que tengan distinto número másico?
13. Copia y completa la siguiente frase: isótopos, son átomos de un elemento que tienen siempre el mismo número de y pero diferente número de

EL ÁTOMO. Formación de iones

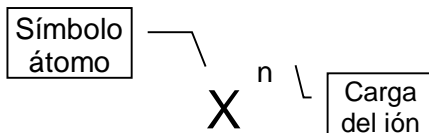


Si se comunica energía a un electrón puede “saltar” del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo. Al quitar un electrón el átomo queda con **carga (+)**, ya que ahora hay un protón más en el núcleo que electrones en la corteza. El átomo ya no es eléctricamente neutro, tiene carga. Es **un ión**. A los iones positivos se les denomina **cationes**

En determinadas condiciones un átomo puede captar un electrón. Sucede, entonces, que al haber un electrón de más el átomo queda cargado negativamente. Es un ión negativo o **anión**

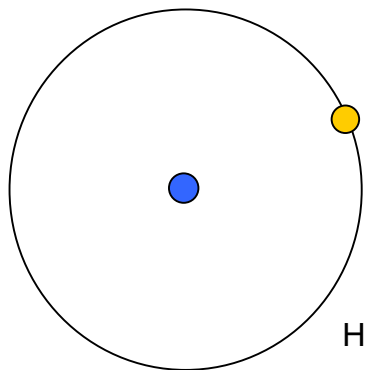
El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)

Nomenclatura de iones

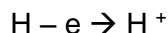


Ejemplos

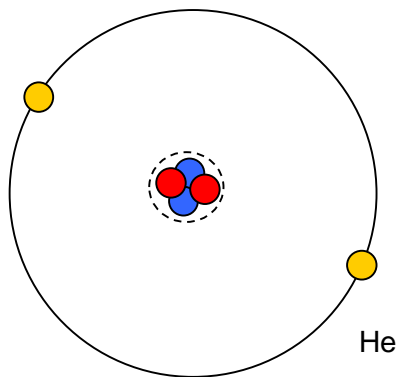
Li⁺
O²⁻
Al³⁺
Cl⁻
Fe²⁺



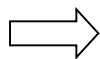
Si al átomo de hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:



De aquí que una de las formas de referirnos al protón sea como H⁺



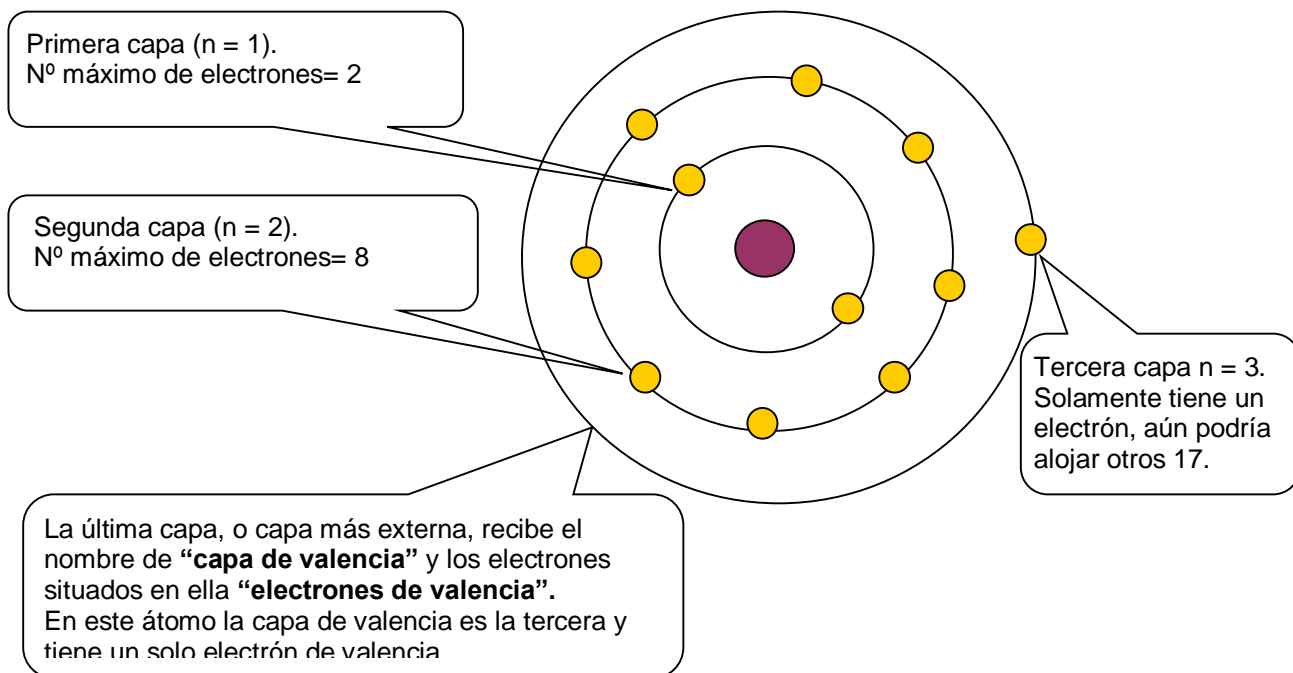
Si al átomo de He se le arrancan sus dos electrones obtenemos el núcleo de He con carga + 2. Es lo que se llama una “partícula α”



EL ÁTOMO: Estructura de la corteza

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo.
- Las distintas órbitas se identifican por un número entero, **n**, llamado **número cuántico principal**. Así para la primera capa (la más próxima al núcleo $n = 1$; para la segunda $n = 2$; para la tercera $n = 3$...
- El número de capas u órbitas que posee un elemento viene dado por el número del periodo en que está situado en la tabla periódica
- Para distribuir los electrones en las capas se deben tener en cuenta unas reglas obtenidas de la experimentación:
 1. Las capas se van llenando por orden: primero se llena la de $n = 1$, a continuación $n = 2$, después $n = 3$...
 2. No se puede empezar a llenar un nivel superior si aún no está lleno el inferior.
 3. El número máximo de electrones que se puede alojar en cada capa es:

n	nº máx electrones
1	2
2	8
3	18
4	32



Dentro de cada capa (n) existen niveles llamados **orbitales** que pueden ser de cuatro tipos: s, p, d, f. Cada nivel u orbital puede alojar un número máximo de electrones:

CAPA	NIVELES
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f
5	s, p, d, f
6	s, p, d, f
7	s, p, d, f

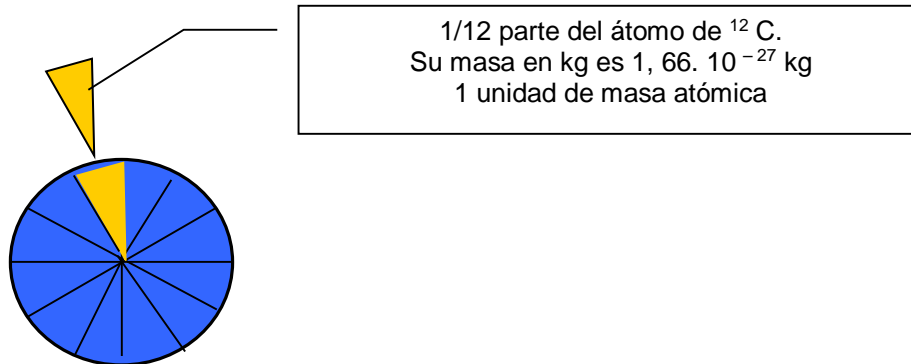
NIVELES	Nº Max
s	2
p	6
d	10
f	14

Los átomos son extraordinariamente pequeños y su masa, en consecuencia, pequeñísima, tanto que si usamos como unidad para medirla las unidades de masa a las que estamos acostumbrados (kg) obtendríamos valores muy pequeños, difícilmente manejables. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg y el de carbono $2,00 \cdot 10^{-26}$ kg.

Por esta razón para medir la masa de los átomos se adopta una nueva unidad: **la unidad de masa atómica (u.m.a)**. La u.m.a se define de la siguiente manera:

Considera que coges un átomo del isótopo más abundante de C, el ^{12}C , lo divides en doce partes iguales y tomas una de ellas. La masa de esta parte sería la unidad de masa atómica (u. m .a) Considerando esta nueva unidad el ^{12}C tiene una masa de 12 u.

A la hora de calcular la masa de un elemento hay que tener en cuenta que no todos los átomos son iguales, ya que pueden existir varios isótopos. La masa se obtiene como masa ponderada de todos sus isótopos. Por eso las masas que puedes leer en las tablas no son enteras.



La crisis del modelo de Rutherford

El modelo de átomo planetario propuesto por Rutherford mostró pronto algunos inconvenientes teóricos que lo hacían inviable:

Contradecía la teoría electromagnética de Maxwell. Según esta teoría una carga eléctrica acelerada debería de emitir ondas electromagnéticas.

Un electrón al girar en círculos alrededor del núcleo debería emitir, por tanto, ondas electromagnéticas. Dicha emisión provocaría una pérdida de energía que haría que el electrón describiera órbitas de radio decreciente hasta caer sobre el núcleo. El modelo atómico de Rutherford era, por tanto, inviable desde el punto de vista de la física clásica.

- **No daba una explicación satisfactoria a los espectros atómicos.** Si encerramos en un tubo hidrógeno o helio y sometemos el gas a voltajes elevados, el gas emite luz. Si hacemos pasar esa luz a través de un prisma, los colores que la constituyen se separan dándonos el espectro de la luz analizada.

Pronto se concluyó que la emisión de luz podría deberse a que los electrones absorbían energía de la corriente eléctrica y saltaban a órbitas superiores para, a continuación, volver a caer a las órbitas más próximas al núcleo emitiendo el exceso de energía en forma de energía luminosa.

Esta interpretación conducía, sin embargo, a afirmar que los espectros deberían de ser continuos, ya que al existir órbitas de cualquier radio (y energía) todos los saltos son posibles. La experiencia, por el contrario, mostraba que los espectros de los átomos son discontinuos. Constan de rayas de diversos colores sobre un fondo negro (ver imagen).

El inicio de la Física Cuántica. Modelo atómico de Bohr (1913)

Con el fin de resolver los problemas acumulados sobre el modelo de átomo planetario, y para explicar el espectro del átomo de hidrógeno, Niels Bohr propone en 1913 un nuevo modelo atómico sustentado en tres postulados:

1. **Cualquiera que sea la órbita descrita por un electrón, éste no emite energía.** Las órbitas son consideradas como *estados estacionarios* de energía. A cada una de ellas le corresponde una energía, tanto mayor, cuanto más alejada se encuentre del núcleo.
2. **No todas las órbitas son posibles.** Sólo pueden existir aquellas órbitas tengan ciertos valores de energía, dados por el **número cuántico principal, n** .
3. **La energía liberada al caer un electrón desde una órbita superior, de energía E_2 , a otra inferior, de energía E_1 , se emite en forma de luz. La frecuencia (f) de la luz viene dada por la expresión:**



que

Niels Bohr (1885-1962)

El átomo de Bohr era, simplemente, un síntoma de que la física clásica, que tanto éxito había tenido en la explicación del mundo macroscópico, no servía para describir el mundo de lo muy pequeño, el dominio de los átomos.

Posteriormente, en la década de 1920, una nueva generación de físicos (Schrödinger, Heisenberg, Dirac...) elaborarán una nueva física, **la Física Cuántica**, destinada a la descripción de los átomos, que supuso una ruptura con la física existente hasta entonces.

Vídeo: Historia de la Química: Descifrando el átomo (CT-04)

Vídeo: La tabla periódica de Mendeleiev (CT-05)

EJERCICIOS

14. ¿Qué diferencias y qué similitudes hay entre el modelo atómico de Rutherford y el de Bohr?
15. Explica los conceptos de: órbita; orbital.
16. Cómo explica el modelo atómico de Bohr los espectros atómicos de absorción. Haz un dibujo para ayudarte en la explicación.
17. Haz y rellena en un folio aparte –para entregar al profesor- la siguiente tabla. No olvides poner tu nombre.

MODELO	AÑO	¿QUÉ EXPLICA?	¿QUÉ NO EXPLICA?	VISIÓN DEL ÁTOMO	IMAGEN
Dalton					
Thonsom					
Rutherford					
Bohr					
Schrödinger					

OTROS EJERCICIOS

18. Busca información y explica qué son los espectros

Rellena las siguientes tablas:

19.

Elemento	símbolo	representación	Z	A	Número de p	N	Número de e
		${}_{50}^{118}\text{Sn}$					
Plomo			82			126	
	Al				13	14	
		${}_{1}^{1}\text{H}$					

20-21

Símbolo	Nº protones	Nº neutrones	Nº atómico Z	Nº másico A
${}_{19}^{39}\text{K}$				
	35	45		
${}_{38}^{88}\text{Sr}$				
			51	122

	Z	A	N	Nº p ⁺	Nº e ⁻	Tipo ión
${}_{8}^{15}\text{O}^{-2}$						
Ca^{+2}			21			
	16		16			neutro
		30	16		15	
Fe^{+3}		56				

22. Un átomo de cloro (Cl) tiene de número atómico 17 y su masa atómica es 35.

a) Representa el núcleo de ese átomo

b) Dibuja un átomo de cloro indicando las partículas que tiene y dónde están situadas y el número de electrones de la última capa.

23. ¿Cuántos electrones tiene un átomo cuya estructura electrónica es (2,8,18,4). Si el átomo es neutro ¿qué número atómico tiene? Busca en el S.P. qué elemento es.

24. Cierta átomo tiene una configuración electrónica (2,8,7) ¿A qué elemento pertenece?

25. Calcula la carga de un ion que tiene 13 protones y 10 electrones. Escribe su símbolo

26. Calcula la carga de un ion que tiene 34 protones y 36 electrones. Escribe su símbolo

27. El hierro tiene Z=26. ¿Cuántos electrones tiene el ion Fe²⁺?

28. ¿En qué ion se convierte fácilmente el cloro?

EJERCICIOS DE EXÁMENES DE LAS PRUEBAS LIBRES:

29.

2.- Supongamos un elemento X que presenta dos isótopos X_{29}^{63} , X_{29}^{65} :
(Puntuación: 2 puntos)

a) Indica el número de protones, neutrones y electrones de cada átomo.

b) Explica qué son los isótopos.

30.

2. Para el elemento químico fósforo (Z= 15 y A= 31): (Puntuación: 2 puntos)

a) Escribe su símbolo químico.

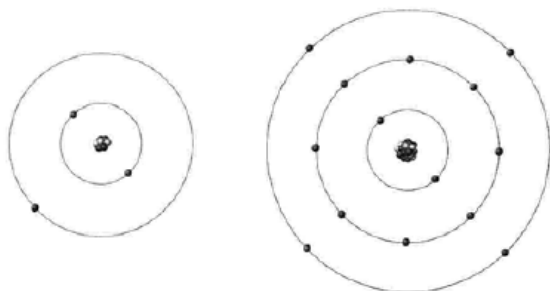
b) Indica las partículas constituyentes.

c) Indica la distribución de los electrones por capas y justifica el ión estable que forma.

d) Justifica el tipo de enlace que forma el fósforo cuando reacciona con el oxígeno.

31

a) Complete el esquema gráfico adjunto que representa la configuración electrónica en capas o niveles concéntricos alrededor del núcleo de los átomos de cloro (Z = 17) y berilio (Z = 4).



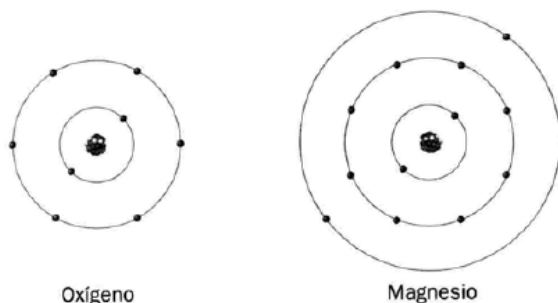
32

a) Complete la siguiente frase con los siguientes términos: *protones*, *número atómico*, *electrones*, *número másico*, *neutrones*, *núcleos atómicos*:

“Los isótopos de un elemento tienen el mismo _____, es decir, el mismo número de _____ y de _____, pero tienen distinto _____, por lo que tienen distinto número de _____. Sus cortezas electrónicas son iguales, pero sus _____ son diferentes”.

33

b) En la figura se representan las estructuras electrónicas en capas o niveles concéntricos alrededor del núcleo del átomo de oxígeno y del magnesio:



l) Determine el número atómico de cada átomo.

34

a) Complete el siguiente cuadro

Átomos	X	Y	W	T
Número atómico Z	20		11	8
Número másico A		16		
Neutrones	20	8	22	9

b) ¿Existen isótopos entre estos átomos? En caso afirmativo, indica cuáles son.

35

El ^1_1H y el ^2_1H son isótopos. Conteste a las siguientes preguntas:

a) ¿Qué tienen en común?

b) ¿En qué se diferencian?

36

U_{92}^{235}	U_{92}^{238}	U_{92}^{239}
Nº atómico Z:	Nº atómico Z:	Nº atómico Z:
Nº másico A:	Nº másico A:	Nº másico A:
Nº neutrones:	Nº neutrones:	Nº neutrones:

37

Coloca las siguientes palabras en la definición correspondiente:

Protón, neutrón, electrón, átomo, catión, anión, metal, no metal, gas noble, isótopo.

- Están situados en la corteza del átomo. _____
- El Argón es uno de ellos, ni pierde ni gana electrones. _____
- Un elemento químico que tiende a ganar electrones en la última capa es un _____
- Todos los átomos de un mismo elemento químico tienen la misma cantidad y se encuentran en el núcleo. _____
- Un átomo que ha perdido electrones es un ión _____
- Son los elementos químicos situados a la izquierda de la tabla periódica. _____
- Tienen la misma cantidad de protones pero distinta cantidad de neutrones. _____
- Están situados en el núcleo pero no afectan a la carga del átomo. _____
- Un átomo que ha ganado electrones es un ión _____
- Es la parte más pequeña de la materia sin que deje de ser ella misma. _____

38

2. El elemento Y presenta en dos isótopos: Y_{25}^{51} e Y_{25}^{53} (25 51)

a) Averigua los protones, neutrones y electrones de cada uno

b) Explica por qué decimos que son isótopos.