LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

1. Para los siguientes elementos Na, P, S y Cl, diga razonadamente cuál es:
a) El de menor energía de ionización.
b) El de mayor afinidad electrónica.
c) El de mayor radio atómico.

2. Dados los elementos Ca, S y Br:
a) Escriba sus configuraciones electrónicas.
b) Justifique a partir de la configuración electrónica de su última capa cuáles de estos iones se formarán y cuáles no: Ca^{2+} ,S^{2-} ,Br^{2-}.
c) Explique qué especie tendrá mayor radio S o S^{2-}. ¿Y en el caso de Ca y Ca^{2+}?

3. Un átomo A tiene 35 electrones, 35 protones y 45 neutrones y otro átomo B posee 20 electrones, 20 protones y 20 neutrones.
a) Indique el número atómico y el número másico de cada uno de ellos.
b) Justifique cuál de los dos átomos es más electronegativo.
c) Indique, razonadamente, cuál es el ión más estable de cada uno de ellos y escriba la configuración electrónica de ambos iones.

4. Dado los elementos Cl, K y Ar, ordene razonadamente:
a) Los elementos de menor a mayor radio.
b) Los elementos de menor a mayor potencial ionización.
c) Los iones que se obtienen del Cl y K por orden creciente de su radio iónico.

5. Los elementos X, Y, Z tienen las siguientes configuraciones:
X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ grupo → 2 periodo → 13
Y: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ grupo → 2 periodo → 17
Z: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ grupo → 3 periodo → 2
Indique razonadamente:
a) El grupo y periodo en el que se encuentran.
b) El que tiene mayor energía de ionización.
c) Los números cuánticos de los electrones desapareados.

6. La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ corresponde a un ión A^{2+}.
Justifique:
a) El número atómico y el periodo al que pertenece el átomo A.
b) El número de electrones de valencia que posee A.
c) ¿Qué tipo de enlace formará el elemento A con un elemento X cuya configuración electrónica es $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$? Razone cuál será la fórmula del compuesto formado por X y A.

7.
a) Escriba la configuración electrónica de los iones S^{2-} y Fe^{2+}.
b) Indique un catión y un anión que sean isoelectrónicos con S^{2-}.
c) Justifique por qué la segunda energía de ionización del magnesio es mayor que la primera.

8. Dos elementos A y B tienen de número atómico 17 y 20, respectivamente.
a) Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.
b) Indique el ión más estable de cada uno y escriba su configuración electrónica.
c) Justifique cuál tiene mayor radio iónico.

9.
a) Justifique cómo es el tamaño de un átomo con respecto a su anión y con respecto a su catión.
b) Explique qué son especies isoelectrónicas y clasifique las siguientes según esta categoría: Cl^{-} ; N^{3-} ; Al^{3+} ; K^{+} ; Mg^{2+}.

10. Indique el máximo número de electrones de un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos, asigne los restantes y especifique los orbitales en los que pueden encontrarse los electrones.
a) $n = 2$; $s = +½$ b) $n = 3$; $l = 2$ c) $n= 4$; $l = 3$; $m = - 2$

11.
a) ¿Qué caracteriza, desde el punto de vista de la configuración electrónica, a un metal de transición?
b) Indique la configuración electrónica del ión hierro (II) y justifique la existencia de ese estado de oxidación.
c) ¿Por qué existen siete clases de orbitales f?

12.
a) Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ y $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$. La primera energía de ionización de uno es 2080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/mol. Asigne cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifique la elección.
b) La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿será mayor, menor o igual que la energía de ionización del átomo de hidrógeno?

Examen 2º Trimestre
Unidad 3, 4, 6 e Isomería.
I.E.S. Capellanía

1º Bachillerato: Física y Química

Nombre: _____

1. Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Nitrato de hierro (II); b) $HOCH_2CHO$; c) But-2-en-1-ol; d) As_2O_3; e) $Cr(OH)_3$; f) HCOOH

2. Dadas las especies: Cl^- (Z=17), K^+ (Z=19) y Ar (Z=18):
a) Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
b) Justifique cual tendrá un radio mayor.
c) Describa como varía la afinidad electrónica en un periodo.

3. Responde las siguientes cuestiones:
a. Indica cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo: (4,2,0,+1/2), (3,3,2,-1/2), (2,0,1,+1/2), (3,2,-2,-1/2), (2,0,0,-1/2).
b. De las combinaciones anteriores que son correctas, indica el orbital donde se encuentra el electrón.
c. Enumera los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía

4. Ajusta las siguientes reacciones químicas e identifica el tipo de reacción (puede ser más de uno):
a) $PCl_5 \rightarrow PCl_3 + Cl_2$
b) $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
c) $CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + NaCl$
d) $Ca + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2$
e) $NaHSO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2SO_3$

5. En la reacción del aluminio con ácido clorhídrico se produce tricloruro de aluminio y se desprende hidrógeno. Se ponen en un matraz 30g de una muestra de aluminio del 95% de pureza y se añaden 100cm³ de disolución de ácido clorhídrico 2M. Calcula: (2 ptos.)
a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
b) Cantidad de reactivo en exceso.
c) Volumen de hidrógeno obtenido a 20ºC y 740mmHg.
d) Cantidad en gramos de tricloruro que se obtiene.

DATO: Al = 27; H = 1; Cl = 35.5; R = 0.082 $atm \cdot l \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

6. **Explica** a qué se deben los siguientes fenómenos:
a) Inyectar agua destilada en la vena a una persona puede ser mortal.
b) El café con hielo se prepara añadiendo el azúcar al café caliente y luego se ponen los hielos.
c) Las bebidas gaseadas como el cava o la cerveza se deben servir en copas frías.
d) Si colocamos en un vaso 100 mL de una disolución de agua con azúcar y en otro vaso igual 100 mL de agua, se evapora más lentamente el agua que tiene el azúcar disuelto.

7. Para el compuesto $CH_3CH_2CH{=}CHCOOH$ (ácido pent-2-enoico), escriba:
a. La fórmula de un isómero que contenga la función cetona.
b. La pareja de moléculas de este ácido que son isómeros geométricos.
c. La fórmula de un isómero de cadena de este ácido.

4 Propiedades periódicas

Las propiedades periódicas que vamos a estudiar son: radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

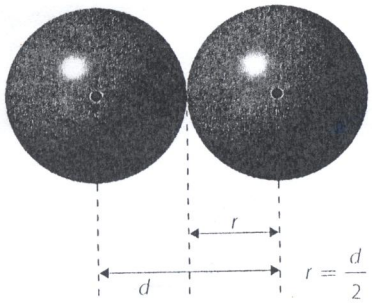


Figura 2.6. Representación gráfica del concepto de radio atómico.

4.1. Radio atómico

A pesar de la alta tecnología de la que se dispone resulta muy difícil medir el radio atómico, ya que la nube de electrones no presenta unos límites bien definidos.

Definiremos **radio atómico** de un elemento como la mitad de la distancia internuclear mínima, *d*, que presenta una molécula diatómica de ese elemento en estado sólido [figura 2.6].

Los elementos de un mismo periodo incorporan el último electrón al mismo nivel de energía; por tanto, la carga nuclear efectiva aumenta a lo largo del periodo ejerciendo una mayor atracción sobre los electrones del nivel de valencia, disminuyendo el radio atómico.

En elementos de un mismo grupo la carga nuclear efectiva no varía, pero sí el número de niveles de llenado, por lo que el radio atómico irá aumentado a lo largo del grupo.

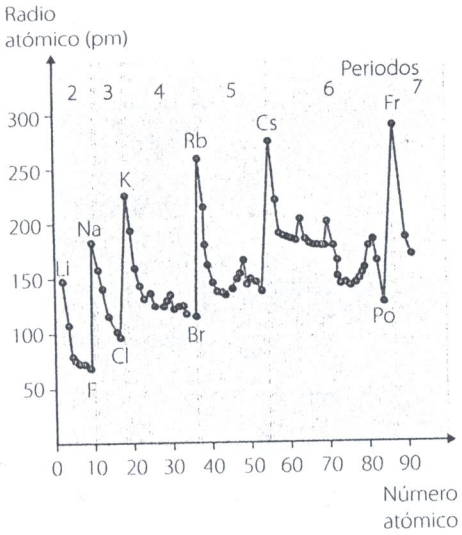


Figura 2.8. Representación de la variación del radio atómico con respecto al número atómico.

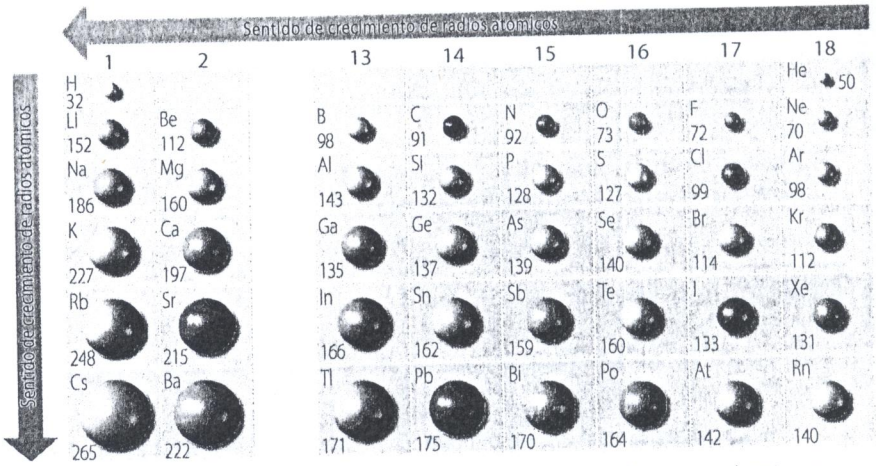


Figura 2.7. Observa que el tamaño de los átomos aumenta en un grupo, y disminuye al aumentar el número atómico en el mismo periodo.

Excepciones: (NO).

Los metales de transición no cumplen esta ley de disminución del radio atómico a lo largo del periodo al aumentar el número atómico, *Z*. Estos elementos presentan casi todos unos radios atómicos aproximadamente iguales.

La explicación a esta excepción está relacionada con que los electrones diferenciadores se sitúan en orbitales *d* de niveles internos, y por tanto la carga nuclear efectiva permanece casi constante.

En los lantánidos la disminución de radio a lo largo del periodo es mucho más acentuada, ya que al aumentar el número atómico, *Z*, la carga nuclear va aumentando y, en cambio, los electrones se van añadiendo a los orbitales 4*f*; por tanto, la disminución del radio es notable. Esta disminución se denomina «contracción lantánida», y es la responsable de gran parte del comportamiento químico de estos elementos.

3.3. Variación de la carga nuclear efectiva a lo largo de la tabla periódica

Hemos estudiado que Mendeleiev descubrió la variación periódica de las propiedades de los elementos a lo largo de la tabla. La razón de esta variación está en la configuración electrónica y en el número atómico de estos elementos. La magnitud que combina ambas es la carga nuclear efectiva.

En la tabla periódica se identifican las configuraciones electrónicas. Estas nos ayudan a razonar las variaciones de la carga nuclear:

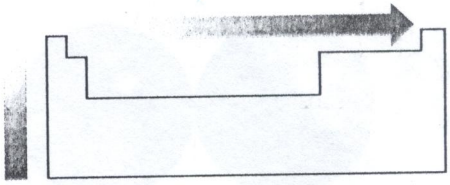


Figura 2.5. Esquema de la variación de la carga nuclear efectiva en el sistema periódico.

$Z_{ef} = Z - a$

↓ apantallam.

En un periodo:

Ya hemos visto que dentro de un mismo periodo el kernel (los electrones internos) es el mismo, y a medida que avanzamos hacia la derecha se va añadiendo un electrón más con un apantallamiento menor que 1, porque se sitúan en el mismo periodo.

También sabemos que en un periodo aumenta el número atómico, Z. El efecto final será un aumento progresivo de la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo al movernos hacia la derecha del periodo, es decir, el electrón estará más atraído por el núcleo.

> La **carga nuclear efectiva** de un **periodo** aumenta de izquierda a derecha porque aumenta el número atómico y el apantallamiento no.

En un grupo:

Dentro de un mismo grupo, como la configuración electrónica del nivel o capa de valencia es la misma, la carga real y el apantallamiento aumentan de la misma forma; de tal manera que la carga nuclear efectiva no variará.

> La **carga nuclear efectiva** de un grupo no varía, porque el número atómico y el apantallamiento aumentan de la misma forma.

Resumen:

- ¿Qué tiene mayor radio? (elemento X o Y)
- Por ejemplo:

$_3Li$ $_3Li^+$ porque al tener 1 e⁻ más, los protones del núcleo atraen con + fuerza a los e⁻, que tienen menos radio.

por ejemplo, el.

Ejemplo resuelto

7 Estudia cómo variará la carga nuclear efectiva en los siguientes pares de elementos: Al y Si; F y Cl.

Al y Si pertenecen al mismo periodo. En un periodo el número atómico va aumentando en una unidad, y el apantallamiento, en un número menor que la unidad. El efecto final es que la carga nuclear efectiva aumenta de izquierda a derecha. Luego el Si tendrá mayor carga nuclear efectiva que el Al.

F y Cl pertenecen al mismo grupo. En un grupo, al tener la misma configuración electrónica, el número atómico y el apantallamiento aumentan en la misma medida, por lo que la carga nuclear efectiva no variará. Concluimos que F y Cl tendrán la misma carga nuclear efectiva.

Cuestiones y problemas

4 Calcula la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo de $_{13}Al$ y $_{14}Si$.
Sol.: $Z^*(Al) = 3 - a(3s^2)$ y $Z^*(Si) = 4 - a(3s^2 3p^1)$.

5 Calcula la carga nuclear efectiva de $_8O$ y $_{16}S$.
Sol.: $Z^*(O_2) = 6 - a(2s^2\ 2p^3)$. $Z^*(S) = 6 - a(3s^2\ 3p^3)$.

6 Estudia cómo variará la carga nuclear efectiva de: Na y S; C y Sn; Ge y Br.
Sol.: $Z^*(S) > Z^*(Na)$; $Z^*(C) = Z^*(Sn)$; $Z^*(Br) > Z^*(Ge)$.

* A + e⁻, menos atracción, + radio

A − e⁻, más atracción, − radio

* Si hay mayor carga nuclear efectiva, más atracción, menos radio

$Z^* = Z - a$ — avanza en nº menor de e⁻ externos

↑ avanza de lent

4.2. Radio iónico

El concepto de radio iónico es de vital importancia en el estudio de los compuestos iónicos. Distingamos el radio entre cationes y aniones.

En el caso de los **cationes**, al perder electrones, habrá un menor apantallamiento para un mismo número atómico, con lo que la carga nuclear efectiva en los cationes será mayor que en el elemento neutro. Esta mayor atracción hará que el catión tenga un menor tamaño.

Radio elemento neutro $\xrightarrow{e^-}$ **Radio catión**

menos electrones (e^-)
↓
menor apantallamiento (a)
↓
mayor carga nuclear efectiva (Z^*)
↓
menor radio

Los cationes tienen menor radio que sus elementos neutros de referencia.

En el caso de los **aniones** se produce el efecto contrario. Aumentan los electrones. Por tanto, para un mismo número atómico el apantallamiento es mayor. Como tenemos más electrones que protones en el núcleo, la carga nuclear efectiva disminuye; el resultado es que aumenta el radio.

Radio elemento neutro $\xrightarrow{e^-}$ **Radio anión**

más electrones (e^-)
↓
mayor apantallamiento (a)
↓
menor carga nuclear efectiva (Z^*)
↓
mayor radio

Los aniones tienen un radio mayor que sus elementos neutros de referencia.

Ejemplo resuelto

8 Ordena las siguientes especies en orden de tamaños crecientes: Ar, K^+, Cl^-, S^{2-} y Ca^{2+}.

El primer paso es obtener las configuraciones electrónicas de todas las especies.

$_{18}Ar$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$_{19}K^+$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$_{17}Cl^-$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$_{16}S^{2-}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

$_{20}Ca^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Vemos que todas las especies son isoelectrónicas (tienen el mismo número de electrones). A mayor carga positiva, más pequeño será el átomo. Por tanto, el más pequeño será el Ca^{2+}. El K^+, con $Z = 19$, será más pequeño que el Ar, con un $Z = 18$.

Respecto a los aniones, cuanto mayor sea su carga, menor será Z^* y mayor será el radio. El orden creciente será: $Ca^{2+} < K^+ < Ar < Cl^- < S^{2-}$.

Vidrios menos frágiles

Una aplicación relacionada con la importancia del tamaño de los iones es el endurecimiento de vidrios.

El vidrio de las ventanas, muy frágil, está formado por iones Na^+ y Ca^{2+}. Para endurecer este vidrio se sustituyen los iones Na^+ por K^+ que, al ser de mayor tamaño, rellenan mejor los huecos superficiales, haciendo que haya menos posibilidad de ruptura, pero también encarecen el producto.

3 Li+ 2 He

He: 1s2 Zef = 2 − a

Li+: 1s2 Zef = 3 − a mayor carga nuclear efectiva, mayor atracción, menor radio

Cuestiones y Problemas

7 Dadas las siguientes configuraciones electrónicas externas: ns^2np^3; ns^2np^5; ns^2np^6.

Identificar el grupo del sistema periódico al que corresponda cada una de ellas.

Para $n = 3$ escribir la configuración electrónica completa del elemento resultante en cada uno de los tres casos y nómbralo.

Indicar, razonando brevemente la respuesta, el orden esperado para sus radios atómicos.

(Aragón, 2008)

8 ¿Cómo serán los tamaños del protón, H^+, y del hidruro, H^-, en comparación con el del átomo de H? Razone su respuesta.

Sol.: radio (H^+) < radio (H) < radio H^-.

(Castilla-La Mancha, 2006)

claves para todas las propiedades
1 definición
2 justificación
3 conclusión

e+ atraído → necesito + fuerza (+ energía de ionización) para arrancar un electrón (menos radio)

4.3. Energía de ionización

Definimos **energía de ionización**, *EI*, como la mínima energía necesaria para que un átomo neutro, X, en estado gaseoso, y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion monopositivo, X^+, también en estado gaseoso fundamental.

$$X\,(g) + EI \rightarrow X^+\,(g) + 1e^-$$

Este proceso siempre es endotérmico.

porque se absorbe energía, e. positiva

Hemos visto que dentro del periodo, al aumentar el número atómico la carga nuclear efectiva aumenta y el radio atómico disminuye. Por tanto, el efecto total es que hacia la derecha del periodo los electrones externos estarán más fuertemente atraídos y tendremos que suministrar una mayor energía para arrancarlos.

Al descender en un grupo, mientras que la carga nuclear efectiva permanece constante, el radio atómico aumenta; por tanto, los electrones estarán cada vez menos atraídos y habrá que suministrar menos energía para arrancarlos.

Energía de ionización en un periodo →
mayor carga nuclear efectiva (Z^*)
↓
menor radio
↓
electrones más atraídos
↓
mayor energía de ionización

Energía de ionización en un grupo →
misma carga nuclear efectiva (Z^*)
↓
mayor radio
↓
electrones menos atraídos
↓
menor energía de ionización

dificultad para estabilizar carga nuclear

La energía de ionización de un periodo aumenta de izquierda a derecha.

La energía de ionización de un grupo disminuye de arriba abajo.

Tabla 2.2. Valores de la energía de ionización de los elementos en kJ/mol.
Los valores más altos de la energía de ionización (kJ/mol) se indican con fondo más oscuro.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1312																	2 He 2372
2	3 Li 520	4 Be 899											5 B 800	6 C 1086	7 N 1402	8 O 1313	9 F 1681	10 Ne 2080
3	11 Na 496	12 Mg 738											13 Al 577	14 Si 786	15 P 1012	16 S 1000	17 Cl 1251	18 Ar 1521
4	19 K 419	20 Ca 590	21 Sc 633	22 Ti 659	23 V 651	24 Cr 653	25 Mn 717	26 Fe 762	27 Co 760	28 Ni 737	29 Cu 745	30 Zn 906	31 Ga 579	32 Ge 762	33 As 947	34 Se 941	35 Br 1140	36 Kr 1351
5	37 Rb 403	38 Sr 549	39 Y 600	40 Zr 640	41 Nb 652	42 Mo 684	43 Tc 702	44 Ru 710	45 Rh 720	46 Pd 804	47 Ag 731	48 Cd 868	49 In 558	50 Sn 708	51 Sb 834	52 Te 869	53 I 1008	54 Xe 1170
6	55 Cs 376	56 Ba 503	57 La 538	72 Hf 658	73 Ta 761	74 W 770	75 Re 770	76 Os 840	77 Ir 800	78 Pt 870	79 Au 870	80 Hg 1007	81 Tl 589	82 Pb 715	83 Bi 703	84 Po 812	85 At 920	86 Rn 1037
7	87 Fr 380	88 Ra 509	89 Ac 449	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh		118 Uuo

Lantánidos	58 Ce 534	59 Pr 527	60 Nd 533	61 Pm 540	62 Sm 544	63 Eu 547	64 Gd 593	65 Tb 566	66 Dy 573	67 Ho 581	68 Er 589	69 Ho 581	70 Yb 603	71 Lu 523
Actínidos	90 Th 587	91 Pa 568	92 U 598	93 Np 604	94 Pu 585	95 Am 578	96 Cm 581	97 Bk 601	98 Cf 608	99 Es 619	100 Fm 627	101 Md 635	102 No 642	103 Lr

Energías de ionización sucesivas NO

Para conseguir iones con más de una carga vamos arrancando los electrones sucesivos y obtendremos las sucesivas energías de ionización.

$$X(g) + EI_1 \rightarrow X^+(g) + 1e^-$$

$$X^+(g) + EI_2 \rightarrow X^{2+}(g) + 1e^-$$

$$X^{2+}(g) + EI_3 \rightarrow X^{3+}(g) + 1e^-$$

Siempre se cumple que $EI_3 > EI_2 > EI_1$, ya que al disminuir el número de electrones disminuye el apantallamiento. Además, como aumenta la carga nuclear efectiva, hay mayor atracción por parte del núcleo y hace falta más energía para arrancar los electrones sucesivos [figura 2.9].

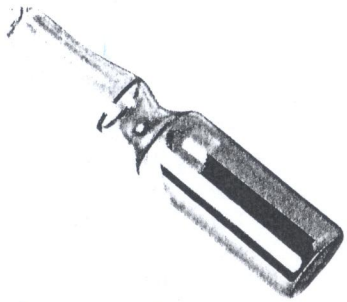


Figura 2.9. El cesio forma iones monopositivos con facilidad. Es decir, su energía de ionización es muy pequeña.

En la siguiente tabla se reflejan las sucesivas energías de ionización de los elementos del tercer periodo, correspondientes a los grupos 1, 2 y 13.

Energías de ionización (kJ/mol)

	$_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$		$_{12}Mg$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		$_{13}Al$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
EI_1	$_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6$	495,8	$_{12}Mg^+$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	737,7	$_{13}Al^+$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	577
EI_2	$_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^5$	**4562**	$_{12}Mg^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6$	1451	$_{13}Al^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1817
EI_3			$_{12}Mg^{3+}$: $1s^2 2s^2 2p^5$	**7733**	$_{13}Al^{3+}$: $1s^2 2s^2 2p^6$	2745
EI_4					$_{13}Al^{4+}$: $1s^2 2s^2 2p^5$	**11 580**

De esta manera, observamos que en alcalinos, alcalinotérreos y los elementos del grupo 13 hay un aumento notable en EI_2, EI_3 y EI_4. Estos elementos tienen gran tendencia a formar cationes monovalentes, divalentes y trivalentes, respectivamente, que les confiere la estructura electrónica de gases nobles (ns^2np^6), que es especialmente estable, por lo que la pérdida de esta estabilidad está asociada a un aumento espectacular de la energía de ionización.

Excepciones: NO

- **Be/B** y **Mg/Al**. Be y Mg tienen una configuración ns^2 que les confiere una estabilidad adicional, y para arrancarles un electrón habrá que suministrar una energía extra. En cambio, B y Al, con una configuración ns^2np^1, necesitarán muy poca energía para arrancarles el último electrón y convertirlos en un ion positivo.
- **N/O** y **P/S**. N y P tienen una configuración ns^2np^3 que les confiere una estabilidad adicional al tener el orbital p semilleno, y para arrancarles un electrón habrá que suministrar mucha más energía. El O y el S tienen una configuración ns^2np^4; perder el último electrón es fácil, ya que adquieren una configuración más estable: ns^2np^3.

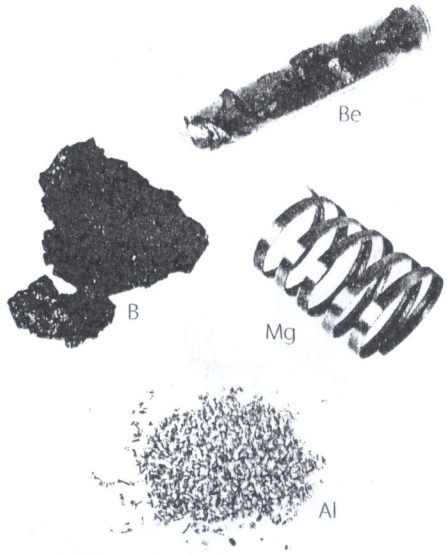


Figura 2.10. Berilio, boro, magnesio y aluminio.

Ejemplo resuelto

9 Ordena las siguientes especies en orden creciente de energía de ionización: Ag y Cd, K y Rb.

Ag y Cd pertenecen ambos al quinto periodo. Al avanzar en el periodo la carga nuclear efectiva aumenta y el radio disminuye, por lo que, al ser más difícil arrancar un electrón, la energía de ionización aumentará. Luego, EI (Ag) < EI (Cd).

Además, el Cd posee la subcapa d^{10} llena, lo que le confiere una estabilidad extra, que hará que todavía sea más difícil arrancarle un electrón.

K y Rb pertenecen al grupo 1, alcalinos. En un grupo la carga nuclear efectiva permanece constante, pero el radio aumenta, por lo que la energía de ionización disminuirá. Por tanto, EI (Rb) < EI (K).

4.4. Afinidad electrónica

Presentan afinidades electrónicas positivas:

- Los gases nobles.
- Algunos elementos de los grupos 2 (ns^2), 12 ($ns^2\,(n-1)d^{10}$) y 15 (ns^2np^3). Todas configuraciones especialmente estables y en las que el electrón tendría que incorporarse a subcapas p.
- Otros pocos elementos como el Mn ($4s^23d^5$) con la subcapa 3d semillena, que confiere una especial estabilidad y le hará tener poca tendencia a captar un electrón.
- En el caso de la adquisición de un segundo electrón, ya que en el anión inicial no mostrará ninguna tendencia a captar un nuevo electrón, experimentándose una fuerza de repulsión entre el anión y el electrón.

Afinidad electrónica, *AE*, es la variación de energía que se produce cuando un átomo neutro, X, en estado gaseoso, y en su estado electrónico fundamental adquiere un electrón y se transforma en un ion mononegativo, X^-, también en estado gaseoso y fundamental.

$$X(g) + 1\,e^- \xrightarrow{AE} X^-(g)$$

Este proceso generalmente es exotérmico, pero, ~~en ocasiones, también puede ser endotérmico.~~ porque se desprende e. energía negativa

Cuanto más exotérmico sea el proceso, más facilidad mostrará el elemento en captar un electrón e indicará la mayor estabilidad del anión formado.

La variación de la afinidad electrónica a lo largo de la tabla no es tan regular como en otras propiedades periódicas. Como aproximación se puede generalizar:

La tendencia a captar electrones en un periodo aumenta de izquierda a derecha.

Esto es así porque en el periodo aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio, de tal manera que el núcleo ejercerá una mayor atracción por ese nuevo electrón. Además, se tiende a completar la configuración electrónica de gas noble.

La tendencia a captar electrones en un grupo disminuye de arriba abajo.

En el grupo va aumentando el radio de arriba abajo, permaneciendo constante la carga nuclear efectiva, luego la atracción del núcleo irá disminuyendo.

Los átomos pequeños de la parte derecha de la tabla, como son los elementos del grupo 17 (halógenos) tienen afinidades electrónicas negativas y de alto valor absoluto.

Tabla 2.3. Valores de la afinidad electrónica en kJ/mol. Los valores más altos de la afinidad electrónica (kJ/mol) se indican con tonos verdes más oscuros.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	9 F −328	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	17 Cl −349	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	25 Mn	Fe	Co	Ni	Cu	30 Zn	Ga	Ge	As	Se	35 Br −325	Kr
5	Rb	38 Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	48 Cd −32	In	Sn	Sb	Te	I	54 Xe −41
6	Cs	56 Ba	La	72 Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	80 Hg −61	Tl	Pb	Bi	Po	At	86 Rn −41
7	Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh		118 Uuo

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	66 Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
Actínidos	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

4.5. Electronegatividad

La **electronegatividad**, *EN*, es una medida de la capacidad de un átomo para competir por el par de electrones que comparte con otro átomo al que está unido por un enlace químico.

Esta capacidad está relacionada con la energía de ionización y la afinidad electrónica, por eso **Robert S. Mullikan** estableció su escala de electronegatividades a través de la expresión:

$$EN = \frac{EI + AE}{2}$$

Actualmente la escala de *EN* más utilizada es la de **Linus Pauling**, donde la electronegatividad va desde el valor más bajo, el del cesio, igual a 0,7, hasta el valor más alto del flúor, igual a 4,0.

La electronegatividad determina el carácter metálico o no metálico de los elementos. En general, cuanto más pequeño sea el valor de la *EN*, más metálico será el elemento, y cuanto más grande sea la *EN*, más no metálico.

De nuevo recuerda que al avanzar en el periodo aumenta la carga nuclear efectiva y disminuye el radio, con lo que aumenta la tendencia de los elementos a atraer los electrones que comparten en un enlace.

La electronegatividad de un periodo aumenta de izquierda a derecha.

En un grupo la carga nuclear efectiva permanece constante, pero el radio aumenta, disminuyendo así la tendencia a atraer los electrones.

La electronegatividad de un grupo disminuye de arriba abajo.

Excepciones a las variaciones periódicas de la electronegatividad:

- Los metales de transición presentan *EN* muy similares.
- La *EN* de los gases nobles es cero, ya que presentan muy poca tendencia a la formación de enlaces.

Tabla 2.4. Valores de electronegatividad. Los valores de electronegatividad más altos se indican en un tono más oscuro.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 2,20																	2 He 0
2	3 Li 0,98	4 Be 1,57											5 B 2,04	6 C 2,55	7 N 3,04	8 O 3,44	9 F 3,98	10 Ne 0
3	11 Na 0,93	12 Mg 1,31											13 Al 1,50	14 Si 1,80	15 P 2,19	16 S 2,58	17 Cl 3,16	18 Ar 0
4	19 K 0,82	20 Ca 1,00	21 Sc 1,36	22 Ti 1,54	23 V 1,63	24 Cr 1,66	25 Mn 1,55	26 Fe 1,83	27 Co 1,88	28 Ni 1,91	29 Cu 1,90	30 Zn 1,65	31 Ga 1,81	32 Ge 2,01	33 As 2,18	34 Se 2,55	35 Br 2,96	36 Kr 0
5	37 Rb 0,82	38 Sr 0,95	39 Y 1,22	40 Zr 1,33	41 Nb 1,6	42 Mo 2,16	43 Tc 1,9	44 Ru 2,2	45 Rh 2,28	46 Pd 2,20	47 Ag 1,93	48 Cd 1,69	49 In 1,78	50 Sn 1,96	51 Sb 2,05	52 Te 2,1	53 I 2,66	54 Xe 0
6	55 Cs 0,79	56 Ba 0,89	57 La 1,10	72 Hf 1,3	73 Ta 1,5	74 W 2,36	75 Re 1,9	76 Os 2,2	77 Ir 2,20	78 Pt 2,28	79 Au 2,54	80 Hg 2,00	81 Tl 2,04	82 Pb 2,33	83 Bi 2,02	84 Po 2,0	85 At 2,2	86 Rn 0
7	87 Fr 0,7	88 Ra 0,9	89 Ac 1,1	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh		118 Uuo

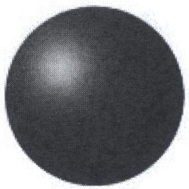
Lantánidos	58 Ce 1,12	59 Pr 1,13	60 Nd 1,14	61 Pm 1,13	62 Sm 1,17	63 Eu 1,2	64 Gd 1,20	65 Tb 1,2	66 Dy 1,22	67 Ho 1,23	68 Er 1,24	69 Ho 1,25	70 Yb 1,1	71 Lu 1,27
Actínidos	90 Th 1,3	91 Pa 1,5	92 U 1,38	93 Np 1,36	94 Pu 1,28	95 Am 1,3	96 Cm 1,3	97 Bk 1,3	98 Cf 1,3	99 Es 1,3	100 Fm 1,3	101 Md 1,3	102 No 1,3	103 Lr

MODELOS ATÓMICOS

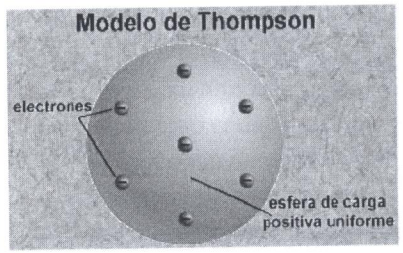
1º BACHILLERATO

Curso 13-14

DALTON

MODELO ATÓMICO	LEYES
• La materia está formada por partículas indivisibles e indestructibles llamadas átomos. • Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en masa y propiedades • Átomos de distinto elemento tienen distinta masa y propiedades • Los compuestos se forman cuando los átomos se unen entre sí de forma constante y sencilla 	LEYES PONDERALES La teoría atómica de Dalton explica las leyes ponderales • <u>Ley de la conservación de la masa o ley de Lavoisier:</u> En una reacción química la suma de la masa de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos. • <u>Ley de las proporciones definidas o ley de Proust:</u> Cuando dos o más elementos se combinan para formar un mismo compuesto lo hacen en una proporción de masa constante. • <u>Ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton:</u> Dos elementos se pueden combinar entre sí en más de una proporción para dar diferentes compuestos. Una cantidad fija determinada de un reactivo se combina con otras cantidades variables de otros elementos, de manera que las cantidades variables del segundo elemento guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

THOMSON (PLUM CAKE)

MODELO ATÓMICO	DESCUBRIMIENTO Y CARACTERISTICAS ELECTRÓN	INSUFICIENCIAS DEL MODELO
En 1897: existencia de partículas subatómicas presentes en los átomos de todos los elementos: los electrones (con carga negativa) descubiertos por Thomson. Modelo atómico: el átomo era una esfera compacta y maciza de carga positiva con los electrones incrustados. La carga negativa del electrón es la misma que la carga positiva de la esfera: átomo neutro.  	Partícula subatómica. Forma parte de un átomo junto con el neutrón y el protón, a los cuales rodea mientras gira, teniendo carga. Pesa 1840 veces menos que los protones y neutrones. Puede desplazarse independientemente de un átomo junto con más electrones y formar una corriente eléctrica. Al cambiarse de órbita forma un espectro, como su ADN.	Predicciones incorrectas sobre la distribución de la carga positiva en el interior de los átomos. Las predicciones de Thomson resultaban incompatibles con los resultados del experimento de Rutherford, que sugería que la carga positiva estaba concentrada en una pequeña región en el centro del átomo, conocida como núcleo atómico. Átomo no es macizo ni compacto, el núcleo es muy pequeño.

ÉXITOS DEL MODELO THOMSON

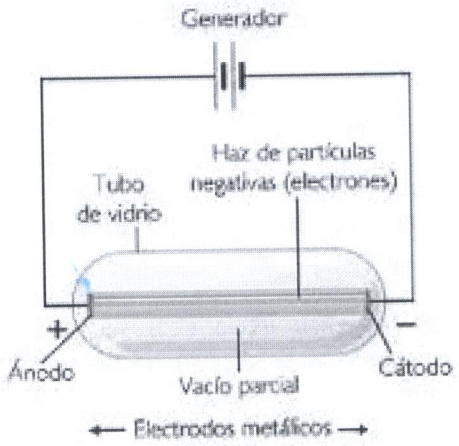
Estudio de los rayos catódicos (Descubrimiento del electrón): recipiente o tubo de vidrio en el que en su interior se ha hecho el vacío y contiene dos placas metálicas llamada electrodos. Se les aplica una tensión eléctrica muy alta, provocando que la placa con la misma carga negativa (cátodo) que el electrón, emita un haz invisible de partículas negativas hacía la otra placa cargada positivamente denominada ánodo. El haz se detecta cuando incide sobre la pared opuesta del tubo, donde produce luminosidad gracias al impacto de las partículas.

Este haz de luz está formado por una corriente de electrones.

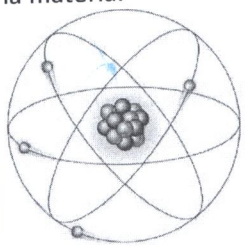
Características de los rayos catódicos:

- La naturaleza y comportamiento de los rayos no dependen del gas del tubo.
- Tienen masa y energía (molinillo).
- Están cargados negativamente pues en el interior de campos eléctricos se desvían hacia el electrodo negativo.
- Producen fluorescencia.
- Se propagan en línea recta. Van del cátodo al ánodo.
- La relación carga/masa es siempre la misma independientemente del gas.

Thomson observó que se trataba de partículas de carga negativa, y para demostrarlo hizo el cálculo entre la masa y la carga del electrón.



RUTHERFORD

MODELO ATÓMICO	DESCUBRIMIENTO	RADIACIONES
•El átomo está constituido por una zona central, núcleo, donde se encuentra concentrada toda la carga positiva y casi toda la masa del núcleo. •Hay otra zona exterior del átomo, la corteza, en la que se encuentra toda la carga negativa y cuya masa es muy pequeña en comparación con el átomo. •Los electrones se están moviendo a gran velocidad en torno al núcleo. •El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el del átomo, unas 100.000 veces menor, lo que supone una gran cantidad de espacio en la organización atómica de la materia. 	Consistió en un bombardeo a una fina lámina de oro con un haz de partículas α, que son iones He^{2+}. La mayoría de las partículas alfa traspasaban el oro sin desviación alguna, lo que significa que no chocaba con nada, sino que pasaba por una zona vacía o hueca. Algunas sufrían una pequeña desviación debido al choque con un electrón (carga negativa), y muy pocas rebotaban al chocar con un protón (carga positiva). Como el peso atómico de los elementos tenía un valor mucho mayor que el calculado, Rutherford dijo que en los núcleos de los átomos tenían que existir otras partículas de masa casi igual a la del protón, pero sin carga eléctrica, por lo que las llamó neutrones. Pero el neutrón fue descubierto más adelante mediante un experimento que hizo James Chadwick en 1932.	•**Alfa:** Son emisiones de iones He2+, que no son capaces de atravesar la piel humana, pero que si lo hicieran a través de alguna herida pueden ser nocivos. •**Beta:** Son electrones, que la mayoría atraviesan la piel humana, y si esto sucede pueden producir graves daños. •**Gamma:** Esta radiación acompaña a las anteriores y es mucho más penetrante que las anteriores, atraviesan con bastante facilidad la piel humana y puede producir graves daños en los organismos internos.

DESCUBRIMIENTO DEL PROTON RUTHERFORD

•Se le acredita a Ernest Rutherfd del descubrimiento del protón en el año 1918.

•Había comprobado que al disparar las partículas alfa contra un gas de nitrógeno, sus detectores de centelleo muestran los mismos signos que los núcleos de hidrógeno y dedujo que esos núcleos de hidrógeno procedían de dentro de los núcleos del nitrógeno.

• Concluyó que el núcleo de hidrógeno era una nueva partícula fundamental con carga positiva: el protón.

• Sin embargo, al plantear el modelo nuclear, vio que este hallazgo traía una dificultad: Puesto que la carga positiva del núcleo del átomo es igual a la carga negativa total de los electrones de dicho átomo, el núcleo contiene varios protones (tantos como electrones tiene el átomo).

Descubrimiento del protón (rayos canales o anódicos):
Se repitió el mismo experimento que el de los rayos catódicos pero se perforó el cátodo y se observo que aparecían impactos en el electrodo negativo.
Al realizar el estudio de estos impactos se observo:

- Es una radiación de carga positiva.
- Tiene masa y energía (molinillo).
- Son menos veloces que los rayos catódicos.
- Se originan en el seno del gas y no en el electrodo.
- Su masa y su carga dependen del gas encerrado en el tubo. La relación carga/masa depende del gas.
- Producen fluorescencia.
- Los rayos se producen al chocar los rayos catódicos con los átomos del gas, en el choque algunos de los electrones de los átomos del gas eran arrancados con lo que se transformaban en iones positivos que se dirigían al polo negativo.
- Rutherford utilizó el gas hidrogeno por lo que las partículas obtenida eran las más pequeñas.

PLANCK

Físico alemán

Galardonado con la medalla Liebig y el nobel física

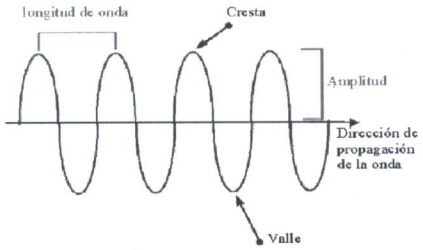
Aportaciones

- Formuló que la energía se irradia en unidades pequeñas separadas a las que denominó cuantos o fotones.
- Descubrió una constante fundamental, usada para calcular la energía de un fotón. Esto significa que la radiación no puede ser emitida ni absorbida de forma continua, sino solo en determinados momentos y pequeñas cantidades denominadas cuantos o fotones. La energía de un cuanto o fotón depende de la frecuencia de la radiación según la ecuación E=h . (Ecuación de Planck) donde h=6,62 10^{-34} J/s
- Sus descubrimientos no invalidaron la teoría de que la radiación se propagaba por ondas.
- Con sus aportaciones permitió el descubrimiento del efecto fotoeléctrico.

Postulados teoría cuántica de la luz

- Cuando un cuerpo se somete a una temperatura suficientemente alta emite energía de forma discontinua como radiación electromagnética.
- La radiación electromagnética consiste en una serie de paquetes de energía denominados fotones o cuantos de radiación.
- La energía de una radiación es la energía de cada uno de sus fotones. Según Planck la energía de una radiación es E = h. ν
- La intensidad de una radiación es determinada por el número de fotones que la integran.

Parámetros de una onda



Onda: Una onda es una perturbación que se propaga desde el punto en que se produjo hacia el medio que rodea ese punto.

- Período (T)

El tiempo necesario para que cada oscilador (en una onda mecánica) haga una oscilación completa. Se mide en segundos (s)

- Frecuencia: (f o)

El número de oscilaciones en la unidad de tiempo, realizadas por cada uno de los osciladores. Es el inverso del periodo, se mide en Herzios (Hz)

- Amplitud (A)

La amplitud de la onda es la amplitud de vibración de los osciladores.

- Longitud de una onda:

La longitud de una onda es el período espacial o la distancia que hay de pulso a pulso.

- Número de ondas:

  Número de oscilaciones que hay por unidad de longitud. Es la inversa de la longitud de ondas.

Toda onda cumple:

C= . C= 3 10^8 m/s

Efecto fotoeléctrico

Fenómeno que consiste en la producción de una corriente eléctrica por parte de un metal cuando la luz incide sobre él.
Propiedad que presentan algunos metales de emitir electrones al ser sometidos a la irradiación de luz.

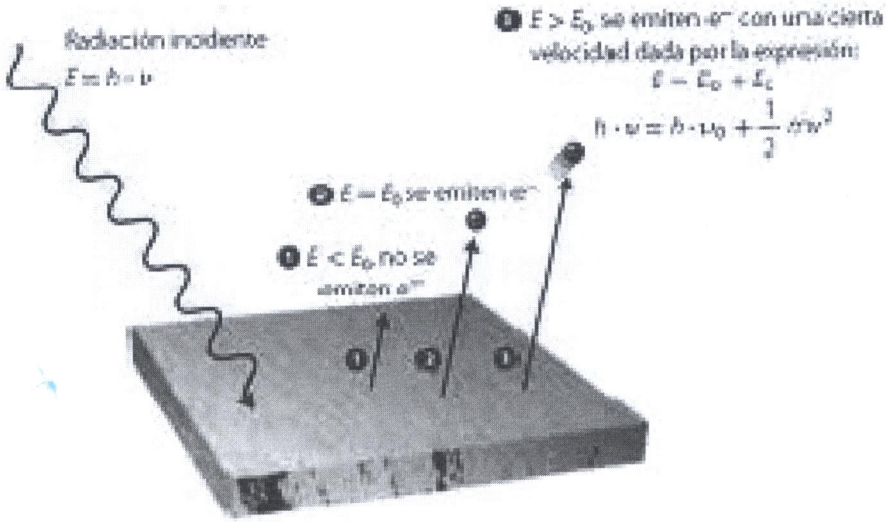
- La emisión de electrones solo se produce cuando se alcanza una frecuencia determinada denominada frecuencia umbral (V_0).
- La velocidad de los electrones emitidos solo depende de la frecuencia de la radiación incidente y no de su intensidad, de esta depende el número de electrones emitidos.
- No existe un tiempo de retraso entre la radiación incidente y la emisión de electrones.

Einstein propuso que la luz estaba compuesta de fotones.

E luz = Ec + E umbral $\quad E_0 = h \cdot \quad h \cdot$ luz incidente $= h \cdot 0 + ½ m (ve^-)^2$

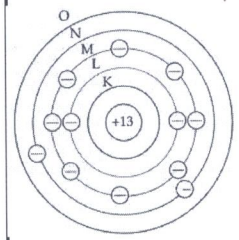
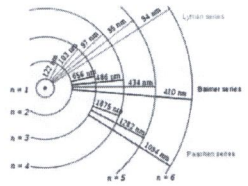
W= E_0 energía umbral o trabajo o energía de extracción

h · luz



Representación del efecto fotoeléctrico. E_0 es la energía asociada a la frecuencia umbral, ν_0. Se denomina trabajo de extracción del metal.

BOHR

APORTACIONES	EL NEUTRÓN	GRÁFICO
Movimientos internos que se encuentran en el interior del átomo están regidos por leyes ajenas a la física tradicional: electrones estacionados dejan de irradiar energía Bohr superó en parte el modelo de Rutherford pero lo superó al combinarlo con las teorías cuánticas de Max Plank Gracias al perfeccionamiento y las aportaciones de Arnold Sommerfeld, mejoró el modelo danés y los postulados de Bohr (1913) pueden considerarse las bases de la física contemporánea Bohr logró dar una explicación cuantitativa al espectro de H Bohr y su colaborador; Heisenberg, trazaron un cuadro aproximado de la estructura de los átomos con numerosos electrones-explicaron la naturaleza de los rayos x En 1920 , Heisenberg enunció el principio de indeterminación y sugirió a Bohr u nuevo concepto ; principio de complementariedad de la mecánica cuántica	En el caso de que los átomos estuvieran formados solo por protones y electrones su masa debería coincidir con la masa de los protones debido a la insignificante masa de los electrones La masa del átomo resultó ser el doble que la de los protones por lo que Rutherford predijo que debía existir otra partícula de carga neta y masa similar a la del protón; Neutrón La partícula fue finalmente descubierta por James Chadwick en 1932 al bombardear láminas de berilio con partículas alfa (positivas)obtuvo carbono y un neutrón, que al ponerse en contacto con alcanos era capaz de arrancar protones y estos podían ser vistos. El neutrón es una partícula neutra y que se desintegra con mucha facilidad, por eso fue difícil de detectar. El modelo atómico de Bohr incorpora neutrones que aportan estabilidad al núcleo ESTRUCTURA DEL NEUTRÓN Compuesto por tres partículas fundamentales (quarks) cuyas cargas suman 0 Dos quarks de tipo bajo y uno de tipo alto Fura del núcleo atómico son inestables	-No todas las órbitas están permitidas solo aquellas cuyo radio cumple: $R=a \times n^2$ - En cada órbita el electrón tiene una energía determinada por la expresión $E=-b/n^2$  

MODELO ATÓMICO BOHR

El modelo atómico enunciado por Rutherford presentaba una serie de inconvenientes las cuales detectó Bohr y gracias a las nuevas aportaciones y teorías configuró su propio modelo.

Uno de los principales errores de Rutherford era que si los electrones partículas cargadas giran alrededor del núcleo de manera constante perderían energía y acabarían colisionando contra él, de esta forma al igual que en el átomo de Rutherford el átomo de Bohr tenía un núcleo positivo en el que se encontraba la mayor parte de la masa (protones y neutrones) pero los electrones se encontraban girando en orbitas circulares donde no emitían ni absorbían energía ; niveles de energía .

BASES DEL MODELO ÁTOMICO

Aparición del espectro de H

Teoría cuántica de Plank

POSTULADOS :

1 Átomos formados por un núcleo positivo donde se encuentran los protones y electrones girando a su alrededor describiendo órbitas circulares cuando los electrones se encuentran en las orbitas no emiten ni absorben energía orbitas estacionarias

2 En toda órbita permitida se cumple que el momento lineal del electrón multiplicado por la longitud de la órbita es un múltiplo entero de la constante de Planck.

$$mv.2\pi r=n.h$$

Siendo m=masa del electrón, v=velocidad del electrón, r=radio de la órbita, h=constante de Planck, y n=número cuántico principal=1,2,3,4...

3 Cuando un electrón pasa de una órbita a otra más alejada del núcleo tiene que absorber energía mientras que cuando pasa a una órbita más cercana al núcleo emite energía.

$\Delta E=h.$

HEISENBERG

Aportaciones científicas:

- **Principio de incertidumbre de Heisenberg** - No se puede determinar simultáneamente ciertos pares de variables físicas, como son, por ejemplo, la posición y el momento lineal de un objeto dado, con una precisión arbitraria, en sistemas cuánticos.
- **Momento lineal** - Magnitud vectorial, producto de la masa de un objeto por su velocidad. Se suele representar con la letra p.
- **Constante de Planck** - Una de las constantes más importantes de la física cuántica. Aparece, por ejemplo, en el principio de incertidumbre o en la ecuación de Schrodinger . Se suele representar con la letra h.
- **Mecánica matricial** - Un primer esbozo de lo que será la física cuántica. Desarrollada por Heisenberg y Born entre otros.
- **Hipótesis de De Broglie, dualidad onda-corpúsculo** - Todas las partículas cuánticas presentan propiedades de onda y partícula, y estas se comportaran como una u otra dependiendo del experimento realizado. Establece una ecuación para calcular la longitud de onda de una partícula.
- **Longitud de onda** - Periodo espacial o la distancia que hay de pulso a pulso. Por ejemplo, en una funcion bidimensional constante, su longitud de onda λ se calcula midiendo la distancia entre dos cruces consecutivos con el eje x.
- **Orbita** - Línea que describe el electrón en su giro alrededor del núcleo.
- **Orbital** - Región del espacio en la que hay una probabilidad superior al 90% de encontrar al electrón.
- **Ecuación de Schrodinger** - Sirve, entre otras cosas, para calcular orbitales y funciones de onda de partículas cuánticas.
- **Saltos cuanticos** - Entre otros, los que ocurren cuando los electrones saltan de un nivel de energía a otro.

Principio de incertidumbre o relación de indeterminación

Esta idea fue iniciada por **Max Born** y ampliada por Heisenberg. Afirma que **no se puede determinar simultáneamente ciertos pares de variables físicas**, como son, por ejemplo, la posición y el momento lineal de un objeto dado, en sistemas cuánticos. En otras palabras, cuanta mayor certeza se busca en determinar la posición de una partícula, menos se conoce su cantidad de movimiento lineal y, por tanto, su velocidad.

El principio de incertidumbre asegura que el mero hecho de **observar una partícula la modifica sin remedio**. Por ejemplo, si utilizamos un fotón para observar en un microscopio a un electrón, ambos chocarán y el momento del electrón se alterará para siempre. Es como si la única forma de observar un coche en movimiento fuera lanzando otro contra él. Al producirse la colisión sabríamos exactamente dónde está el coche, pero nos sería imposible saber de dónde venía ni a qué velocidad iba.

Este principio se enuncia matemáticamente con la fórmula:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{\hbar}{2}$$

Donde Δx es la posición y Δp el momento. La h barrada es la constante de Planck, una de las más importantes de la física cuántica.

El principio de incertidumbre es uno de los descubrimientos más famosos de Heisenberg, pero sin duda alguna su aportación más grande y a la que le dedicó más años de su vida es la "mecánica matricial"

Donde Δx es la posición y Δp el momento. La h barrada/2 está relacionada con la constante de Planck, una de las más importantes de la física cuántica.

Otros fenómenos deducibles con el principio de indeterminación de Heisenberg son:

- Efecto túnel
- Energía del punto cero
- Existencia de partículas virtuales
- Energía del vacío e inexistencia del vacío absoluto.
- Radiación de Hawking e inestabilidad de agujeros negros

El principio de incertidumbre es uno de los descubrimientos más famosos de Heisenberg, pero sin duda alguna su aportación más grande y a la que le dedicó más años de su vida es la "mecánica matricial"

Transición de mecánica clásica a cuántica

Louis Victor de Broglie postula que todas las partículas cuánticas presentan propiedades de onda y partícula. Lo que de Broglie afirma es imposible en la mecánica clásica (las partículas tienen masa y una onda no, por ejemplo). Lo mismo ocurre con el principio de incertidumbre. Estas dos teorías asientan las bases de una nueva concepción de la física.

En el modelo atómico de **Niels Bohr** encontramos la definición de órbita.

"Línea que describe el electrón en su giro alrededor del núcleo"

Pero para que esto fuese cierto, tendríamos que saber la posición exacta del electrón, la cual no sabemos. En los modelos atómicos de Heisenberg y Schrödinger aparece la definición de orbital.

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

Estos orbitales serán representados de varias maneras. Heisenberg usará matrices de puntos.

SCHRÖDINGUER

- Nació en Austria en 1887.
- Ganó el premio nobel gracias a sus aportaciones a la mecánica cuántica.
- En 1927 entro a trabajar en la universidad de Berlín, conoció a muchos científicos de reconocimiento mundial como Albert Einstein.
- Creador de la famosa teoría del gato de Schrödinguer basado en sus principios de mecánica cuántica

Modelo atómico de Schrödinguer

- El modelo atómico de Schrödinguer concebía originalmente los electrones como ondas de materia.
- A diferencia del anterior este incorpora el concepto de orbital en vez de orbita.
- La manera de calcular la probabilidad de encontrar el electrón en el orbital es mediante la ecuación de Schrödinguer. Se destierra el concepto de órbita y aparece del concepto de orbital (Región del espacio en la que hay una probabilidad superior al 90% de encontrar al electrón).
- Aplica el principio de incertidumbre de Heisenberg.

Ecuación de Schrödinguer

Definición: Es una función matemática que permite conocer la probabilidad de encontrar al electrón en una determinada región del espacio.

Se dio cuenta que el electrón solo se podía encontrar en unas regiones del espacio determinadas, llamadas orbitales.

El modelo atómico de Schrödinger definía al principio los electrones como ondas de materia (dualidad onda-partícula), describiendo de este modo la ecuación ondulatoria que explicaba el desarrollo en el tiempo y el espacio de la onda material en cuestión.

Cuando se resuelve esta ecuación, se ve que la función depende de unos parámetros que son los **números cuánticos**, como se decía en el modelo de Bohr. De este modo, el cuadrado de la función de ondas correspondía con la probabilidad de encontrar al electrón en una región concreta, lo que nos introducía en el Principio de Heisenberg. Es por esto, que en el modelo de Schrödinger, aparece un concepto pare definir la región del espacio en la cual cabría mayor posibilidad de hallar al electrón: el orbital.

El modelo atómico de Schrödinger hacía una buena predicción de las líneas de emisión espectrales, ya fuera de átomos neutros o ionizados. También conseguía saber los cambios de los niveles de energía, cuando existía un campo magnético (efecto Zeeman) o eléctrico (efecto Stark). Además de todo esto, el modelo conseguía dar explicación al enlace químico, y a las moléculas estables.

En conclusión, el modelo de Schrödinger, nos hace abandonar por completo el concepto anterior de los electrones, que venían definidos como pequeñísimas esferas cargadas que daban vueltas en torno al núcleo, para dar paso a ver los electrones como una función de onda, y añadiéndonos un útil concepto, el de orbital.

NÚMEROS CUÁNTICOS

Partiendo de la idea de que toda partícula en movimiento lleva asociada una onda, Schödinger halló una ecuación que permitía describir el movimiento del electrón.

La ecuación de onda tiene varias soluciones para determinados valores de energía que coinciden con los números cuánticos *n*,*l* y *m* de la teoría de Bohr. Estas soluciones son funciones matemáticas y por tanto se pueden representar gráficamente. Esta representación delimita una región donde la probabilidad de encontrar el electrón es elevada. A ese volumen del espacio en el que resulta más probable encontrar un electrón se le llama **orbital atómico.**

La descripción mecánico-cuántica del electrón situado en un determinado orbital necesita cuatro números cuánticos para explicar su disposición al rededor del núcleo:

n. l, ml, ms

Los orbitales de un átomo se agrupan en niveles de energía. El número cuántico principal, *n*, indica el nivel energético que tiene el electrón . Puede tomar cualquier valor de los números naturales a excepción del 0.

Si $n = 1$, el orbital pertenecerá al primer nivel de energía (órbita más cercana al núcleo) si $n = 2$, el orbital pertenecerá al segundo nivel, y así sucesivamente. Es decir, los electrones cuyo número cuántico principal es elevado tienen más energía y están más alejados del núcleo.

El número cuántico secundario o azimutal, *l*, también denominado angular o número cuántico orbital, describe la forma geométrica del orbital.

Las energías de los orbitales que pertenecen a un mismo nivel no son idénticas. Por ello, los orbitales se agrupan en subniveles dentro de cada nivel, de tal forma que los electrones pertenecientes al mismo subnivel tienen la misma energía.

El número cuántico, *l*, indica el subnivel de energía en el que se encuentra un orbital. Los posibles valores de *l* dependen del valor de *n* y pueden tomar cualquier valor, desde 0 hasta $n - 1$. Por ejemplo, si $n = 4$, el número *l* puede tomar los valores 0, 1, 2, y 3. Según los valores que toma el número cuántico secundario, las sub-órbitas se denominan:

si $l = 0$, se tiene un orbital *s;*
si $l = 1$, se tiene un orbital *p;*
si $l = 2$, se tiene un orbital *d;*
si $l = 3$, se tiene un orbital *f;*

ml es el número cuántico magnético, que indica la orientación del orbital *l* en el espacio con relación a la dirección de un campo magnético externo. Por cada valor de *l*, el número cuántico *m* puede tomar todos los valores enteros positivos y negativos comprendidos entre -1 y 1. Así si *l* = 3, *m* puede valer cualquier numero entre 3 y -3, es decir, 3, 2, 1, 0, -1, -2, -3.

Un orbital puede tener como máximo dos electrones, que se diferencian entre sí por el sentido de giro sobre su eje. El número cuántico *s* o número de spín (spin en ingles significa giro) informa sobre el sentido de giro de un electrón dentro de un orbital. Sólo puede adoptar 2 valores, 1/2 o -1/2, ya que solament4e solamente son posibles dos sentidos de giro. El signo + o - depende de que el espín tome una dirección paralela o antiparalela al campo magnético exterior.

LAS PARTÍCULAS ELEMENTALES

Cada partícula cuenta con características propias, como son la masa y la carga eléctrica, y se dividen en dos tipos principales: fermiones y bosones. Lo que decide a qué grupo pertenece cada partícula, viene definido por otra característica de cada una de ellas llamada espín.

ESPÍN

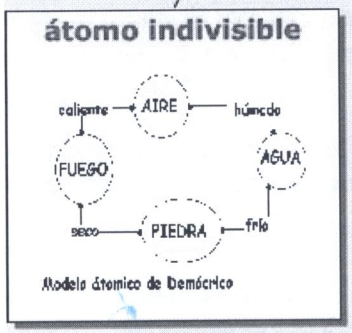
Se suele decir que es similar o equivalente a la manera en que se vería una partícula según va rotando. Es decir, si una partícula parece igual aunque gire sobre sí misma se dice que tiene espín 0 . Si tiene que dar un giro completo, de 360 grados, sobre sí misma para volverse a ver igual que al principio el valor de su espín sería de 1

El espín del electrón tiene un valor de 1/2, lo que significa que tiene que dar dos giros sobre si mismo para que volvamos a verlo como estaba al principio, antes de empezar a girar. Del mismo modo, hay partículas con espín 3/2, 5/2, etc.

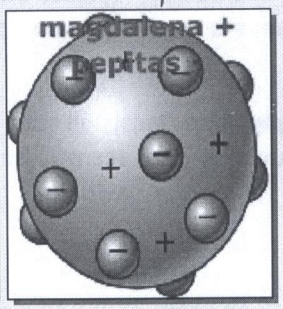
El espín es fundamental porque define en gran parte cómo interactúan entre sí las partículas.

Modelos Atómicos

- lo primero
  - Demócrito
    - lo más pequeño
      - **átomo indivisible**

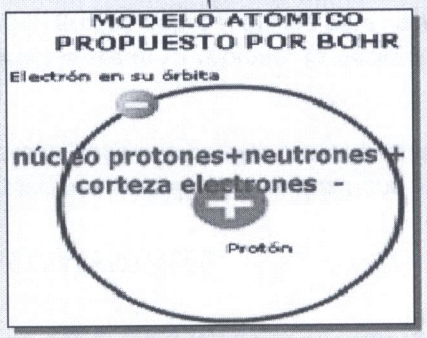


- electricidad
  - Thomson
    - compacto
      - **magdalena + pepitas**

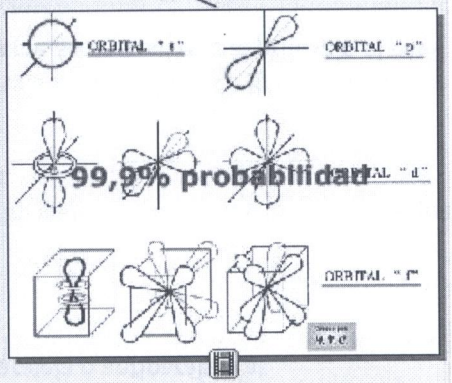


- átomo neutro
  - Rutherford
    - vacio
      - **núcleo + con masa**
      - **corteza - sin masa**

- espectros
  - Bohr
    - Órbitas
      - **MODELO ATÓMICO PROPUESTO POR BOHR**



- Incertidumbre
  - Cuántico
    - Orbital



bmd 2011

Lavoisier

Y Proust

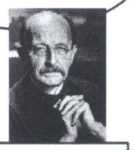
El modelo atómico de Dalton fracasó al comprobar que el átomo era divisible y tenía naturaleza eléctrica. Estas conclusiones se obtuvieron al estudiar las descargas eléctricas sobre los gases en los tubos de vacío, que dieron lugar al descubrimiento de los rayos catódicos y rayos anódicos y en ellos el electrón y el protón.

El modelo de Thomson no explicaba la experiencia de dispersión de partículas alfa. Al bombardear una lámina de oro con partículas alfa la mayoría la atravesaban. Rutherford lo interpretó concluyendo que el átomo es hueco, con gran espacio vacío. Lo que puso en crisis el modelo atómico de Thomson.

El modelo de Rutherford no explicaba:
-la estabilidad del átomo (el electrón en su movimiento debe emitir y perder energía, con lo que acabaría precipitándose sobre el núcleo). -los espectros discontinuos que emiten los átomos caracterizados por rayas luminosas

El modelo de Bohr no explicaba:
-Los espectros de átomos polielectrónicos (diferentes al átomo de H).
- El desdoblamiento de algunas líneas espectrales (efecto Zeeman).

MODELO ATÓMICO DE DALTON → **MODELO ATÓMICO DE THOMSON** → **MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD** → **MODELO ATÓMICO DE BOHR** → **MODELO ACTUAL CUÁNTICO-ONDULATORIO**



1800

- Los átomos son las partículas básicas de la materia y son indivisibles.-
-Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y propiedades.
-Los átomos de elementos diferentes son diferentes en masa y propiedades.
-Se unen entre sí en proporciones definidas enteras y sencillas para formar compuestos y se pueden unir en más de una relación entera.

1904

- El átomo es divisible y está formado por partículas negativas (electrones) y positivas (protones).
-Su estructura es una esfera maciza de electricidad positiva, en cuya superficie tiene incrustados los electrones en número suficiente para que en conjunto resulte negativo.. (Modelo de esfera maciza o de puding de pasas)

1911

-El átomo tiene gran espacio vacío. La totalidad de la carga positiva se halla concentrada en una región muy pequeña comparada con la totalidad del átomo a la que llamó **núcleo**
- Los electrones giran en torno al núcleo en una órbita circular, contrarrestándose la fuerza de atracción eléctrica.(Modelo nuclear. Sistema planetario en miniatura)

1913

-El electrón gira alrededor del núcleo en diferentes órbitas circulares permitidas, llamadas estacionarias, sin emitir energía radiante..
-Solo están permitidas aquellas órbitas cuyos radios son proporcionales a los cuadrados de los números enteros, donde el electrón puede girar sin emitir energía.
-La energía liberada al saltar un electrón de una órbita a otra de menor energía se emite en forma de fotón o cuanto de luz.

1925

. Se basó en:
- Principio de Incertidumbre de Heisemberg.
- Hipótesis de De Broglie
. - Ecuación de Schrödinger..
-Considera que los electrones tienen un comportamiento tanto de onda como de partícula. (De Broglie).
-La ecuación de Schrödinger describe el comportamiento del electrón dentro del átomo.
-El **orbital** es la zona de máxima probabilidad de encontrar al electrón.

FORMULACIÓN

QUÍMICA

TEMA 0: FORMULACIÓN

- Junio, Ejercicio 1, Opción A
- Junio, Ejercicio 1, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 1, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 1, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 1, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 1, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 1, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 1, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 1, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 1, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 1, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 1, Opción B

Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Hidróxido de hierro(III); b) Dicromato de potasio; c) 1,2-Diclorobenceno; d) K_2O_2; e) H_3AsO_4; f) CH_3CHNH_2COOH

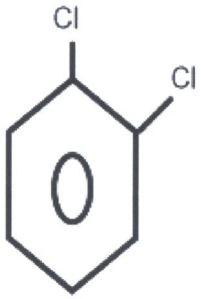
QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 1. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) $Fe(OH)_3$ trihidroxido de hierro / trioxido de hierro (III)

b) $K_2Cr_2O_7^{-2}$ ácido dicromico

c)



1,2- dicloro benceno

d) Peróxido de potasio. K_2O_2

e) Ácido arsénico. $H\ As^{+7}\ O_4^{-2}$

f) Ácido 2-aminopropanoico

Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Óxido de manganeso(VII); b) Ácido clórico; c) Butan-2-amina; d) CaH_2; e) $NaHSO_4$; f) HCHO

QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 1. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Mn_2O_7

b) $HClO_3$

c) $CH_3CH(NH_2)CH_2CH_3$

d) Hidruro de calcio.

e) Hidrogenosulfato de sodio.

f) Metanal

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Óxido de vanadio(V); b) Nitrato de calcio; c) Ácido pentanoico; d) $AlCl_3$; e) H_2TeO_4 ; f) $CH_3OCH_2CH_3$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 1. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) V_2O_5

b) $Ca(NO_3)_2$

c) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$

d) Tricloruro de aluminio

e) Ácido telúrico

f) Etilmetileter

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Carbonato de cobre(II); b) Hidróxido de aluminio; c) 2-Yodopropano; d) $HClO_4$; e) MgS; f) $CH_3CH_2COOCH_3$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 1. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $CuCO_3$

b) $Al(OH)_3$

c) $CH_3-CHI-CH_3$

d) Ácido perclórico

e) Sulfuro de magnesio

f) Propanoato de metilo

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Dióxido de titanio; b) Sulfato de amonio; c) Ácido 2-bromobutanoico; d) $NaClO_2$; e) $KMnO_4$; f) $CH_3CH_2CH_2CHO$.
QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 1. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) TiO_2

b) $(NH_4)_2SO_4$

c) $CH_3-CH_2-CHBr-COOH$

d) Clorito de sodio

e) Permanganato de potasio

f) Butanal.

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Hidrogenocarbonato de níquel(II); b) Ácido nitroso; c) 1,3,5-Trimetilbenceno; d) $Cd(OH)_2$; e) Al_2S_3; f) $CH_2ClCOOH$.

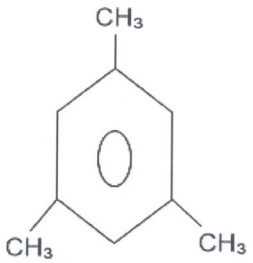
QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 1. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $Ni(HCO_3)_2$

b) HNO_2

c)



d) Hidróxido de cadmio

e) Sulfuro de aluminio

f) Ácido cloroetanoico.

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Seleniuro de plata; b) Nitrito de cobre(II); c) 3-Metilpentan-2-ona; d) Sb_2O_3; e) $NaClO$; f) $(CH_3)_2CHCH_2COOH$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 1. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Ag_2Se

b) $Cu(NO_2)_2$

c) $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CO-CH_3$

d) Óxido de antimonio(III)

e) Hipoclorito de sodio

f) Ácido 3-metilbutanoico.

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Cromato de paladio(IV); b) Hidróxido de estaño(IV); c) Etino; d) $Fe(HSO_4)_2$; e) $MgBr_2$; f) $CHCl_3$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 1. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $Pd(CrO_4)_2$

b) $Sn(OH)_4$

c) $CH \equiv CH$

d) Hidrogenosulfato de hierro(II)

e) Bromuro de magnesio

f) Triclorometano.

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Bromato de berilio; b) Sulfuro de amonio; c) 4-Bromo-5-etiloctano; d) BaO_2; e) $Pb(NO_2)_2$; f) $CH_2=CH_2$.
QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 1. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) $Be(BrO_3)_2$

b) $(NH_4)_2S$

c) $CH_3-CH_2-CH_2-CHBr-CH(CH_2-CH_3)-CH_2-CH_2-CH_3$

d) Peróxido de bario

e) Nitrito de plomo(II)

f) Eteno.

Formule o nombre los siguientes compuestos: a) Cloruro de calcio; b) Óxido de níquel(II); c) 2,3,4-Trimetilpentano; d) H_2SO_3; e) Ag_2CrO_4; f) CH_3CHO

QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 1. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $CaCl_2$

b) NiO

c) $CH_3-CH(CH_3)-CH(CH_3)-CH(CH_3)-CH_3$

d) Ácido sulfuroso

e) Cromato de plata

f) Etanal

Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Peróxido de bario; b) Sulfuro de galio(III); c) Butan-2-ol; d) WO_3 ; e) H_2SeO_3 ; f) CH_3CHICH_3

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 1. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) BaO_2

b) Ga_2S_3

c) $CH_3-CHOH-CH_2-CH_3$

d) Trióxido de wolframio

e) Ácido selenioso

f) 2-Yodopropano.

Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Arseniato de cobalto(II); b) Hidróxido de magnesio; c) Tetracloruro de carbono; d) NaH; e) $Hg(ClO_2)_2$; f) CH_3CONH_2

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 1. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $Co_3(AsO_4)_2$

b) $Mg(OH)_2$

c) CCl_4

d) Hidruro de sodio

e) Clorito de mercurio(II)

f) Etanamida.