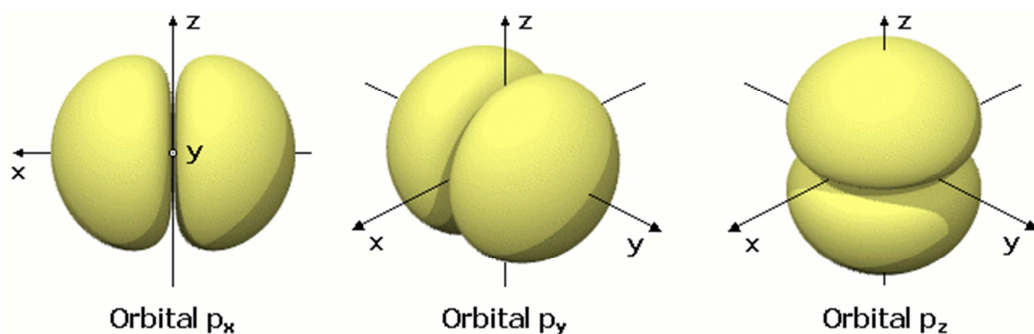
 JUNTA DE EXTREMADURA Consejería de Educación	Física y Química · 1º Bachillerato LOMCE	FyQ 1
	IES de Castuera	Bloque 2 · Aspectos Cuantitativos de la Química Unidad Didáctica 3 El Átomo. Modelos Atómicos y Configuraciones Electrónicas

Tema 3| El Átomo. Modelos Atómicos y Configuraciones Electrónicas



El Modelo Atómico de Rutherford	Página 2
El Número Atómico y el Número Másico	Página 2
Isótopos	Página 3
El Modelo Atómico de Böhr	Página 4
Correcciones al Modelo Atómico de Böhr	Página 4
El Modelo Atómico de la Mecánica Cuántica	Página 5
Los Números Cuánticos	Página 6
Las Configuraciones Electrónicas	Página 7
Procedimiento para la Escritura de Configuraciones Electrónicas	Página 8
Información Contendida en la Configuración Electrónica	Página 9
Identificación de Elementos Químicos	Página 9
Determinación de Iones más Probables	Página 10
Ejercicios	Página 11

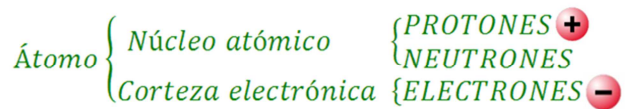
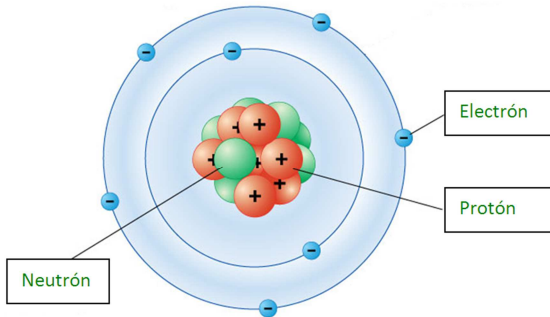
El Modelo Atómico de Rutherford



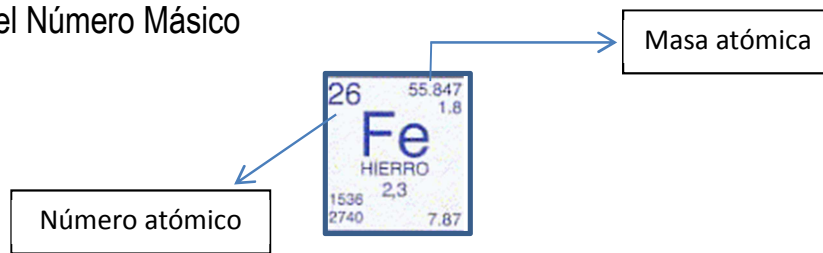
Ernest Rutherford (1.871-1.937)

En 1.911 Rutherford propuso un modelo para el átomo cuyos puntos fundamentales son los siguientes:

- El átomo posee un núcleo, situado en el centro, que contiene prácticamente toda la masa del átomo y tiene carga positiva.
- Los electrones, de masa muy pequeña y con carga eléctrica negativa, se encuentran girando alrededor del núcleo, a gran distancia y en órbitas circulares concéntricas.
- Los electrones se mantienen girando alrededor del núcleo gracias a la atracción eléctrica que la carga positiva del núcleo ejerce sobre sus cargas negativas.
- La suma de las cargas negativas de los electrones debe ser igual a la carga positiva del núcleo, pues el átomo es eléctricamente neutro.



El Número Atómico y el Número Másico



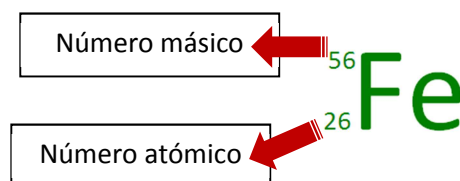
El número atómico (Z) de un elemento químico representa el número de protones que dicho elemento tiene en su núcleo.

El número másico (A) de un elemento químico representa el número de nucleones que tiene dicho elemento, es decir, la suma de protones y neutrones de su núcleo. El número másico se obtiene redondeando a número entero la masa atómica.

En los átomos neutros, es decir, que tienen el mismo número de protones que de electrones, el número atómico (Z) también indica el número de electrones que hay en la corteza electrónica. En los iones positivos (cationes) el número de electrones se determina restando al número atómico la carga del ión. En los iones negativos (aniones) el número de electrones se determina sumando al número atómico la carga del ión.

El número de neutrones se calcula restando el número atómico al número másico (n° de neutrones = $A - Z$)

Para indicar el número atómico y el número másico de un elemento, se sigue el siguiente criterio: se escribe el símbolo del elemento, como subíndice a la izquierda se coloca el número atómico y como superíndice a la izquierda se coloca el número másico.



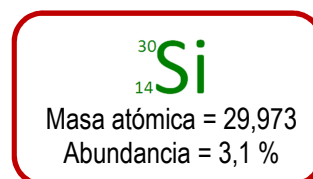
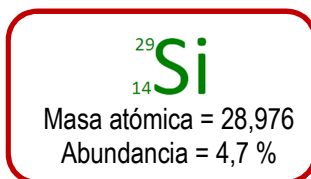
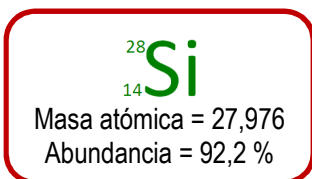
Ejercicio 1| Para las siguientes especies químicas, determina el número de protones, el número de neutrones y el número de electrones: Fe, Fe²⁺, Br, S²⁻, U.

Ejercicio 2| Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones. Comprueba que las siguientes especies químicas son isoelectrónicas: Ne, Na⁺, Mg²⁺, F⁻, O²⁻.

Isótopos

Isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico, es decir, son átomos del mismo elemento, pero poseen diferente número másico. Dicho de otra forma, isótopos son átomos que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones. Es muy importante tener claro que por tener el mismo número de protones son átomos del mismo elemento químico que se diferencian por tener distinta masa atómica, ya que tienen distinta cantidad de neutrones en sus núcleos.

Por ejemplo, en la naturaleza pueden encontrarse tres isótopos del silicio:



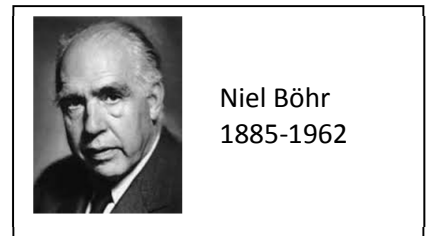
La mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como una mezcla de isótopos. La masa atómica media de un elemento químico se determina, entonces, teniendo en cuenta la masa atómica de cada isótopo y su abundancia relativa.

$$\text{masa atómica} = \frac{27,976 \cdot 92,2 + 28,976 \cdot 4,7 + 29,973 \cdot 3,1}{100} = 28,085$$

Ejercicio 3| El oxígeno tiene tres isótopos, cuyas masas son: 15,99491; 16,99913 y 17,99916. Las abundancias relativas de cada uno de los isótopos son, respectivamente: 99,757 %, 0,0380 % y 0,205 %. Determinar la masa atómica media del oxígeno. Representar de forma esquemática cada uno de estos isótopos.

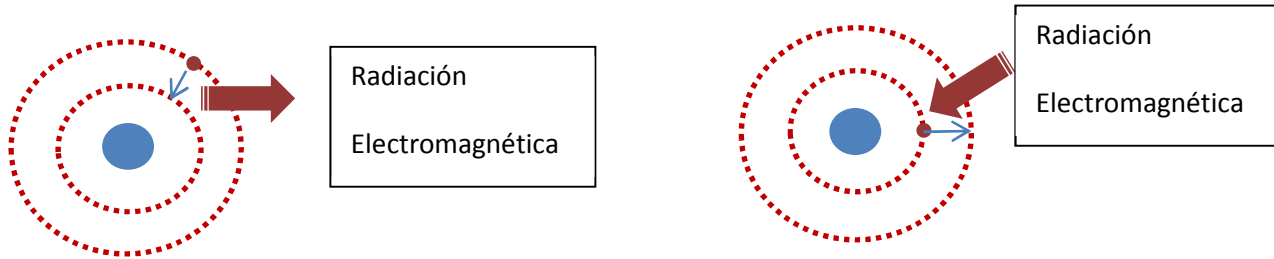
Solución. La masa atómica media del oxígeno es 15,9994. Los isótopos son $^{16}_{16}\text{O}$ $^{17}_{16}\text{O}$ $^{18}_{16}\text{O}$

El Modelo Atómico de Böhrr



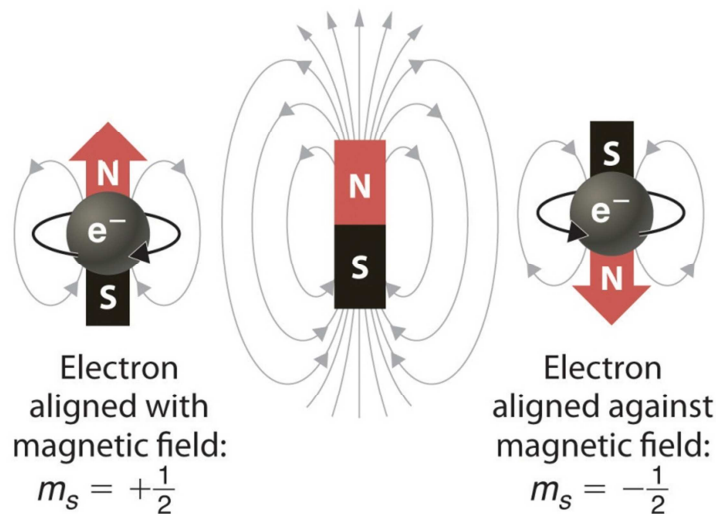
Los tres postulados del Modelo Atómico de Böhrr son los siguientes:

- Los electrones giran en órbitas circulares alrededor del núcleo.
- No todas las órbitas están permitidas. Los electrones sólo pueden encontrarse en órbitas que cumplen unos determinados requisitos.
- Si un electrón pasa de una órbita a otra más interior, se produce un desprendimiento de energía en forma de radiación electromagnética (luz). Para que un electrón pase de una órbita a otra más externa es necesario aportarle energía, también en forma de radiación electromagnética.



Correcciones al Modelo Atómico de Böhrr

- Aportaciones de Sommerfeld:
 - a) Las órbitas descritas por los electrones son, en general, elípticas. Las órbitas circulares son un caso particular de órbitas elípticas.
 - b) En las órbitas elípticas, la velocidad de los electrones no es uniforme sino que varía dependiendo de la distancia a los focos.
- El "spin" de los electrones:
 - a) Los electrones, además de recorrer las órbitas elípticas, pueden girar sobre sí mismos. A este movimiento se le llama spin electrónico.
 - b) Los electrones pueden girar sobre sí mismos en sentido horario y en sentido antihorario.

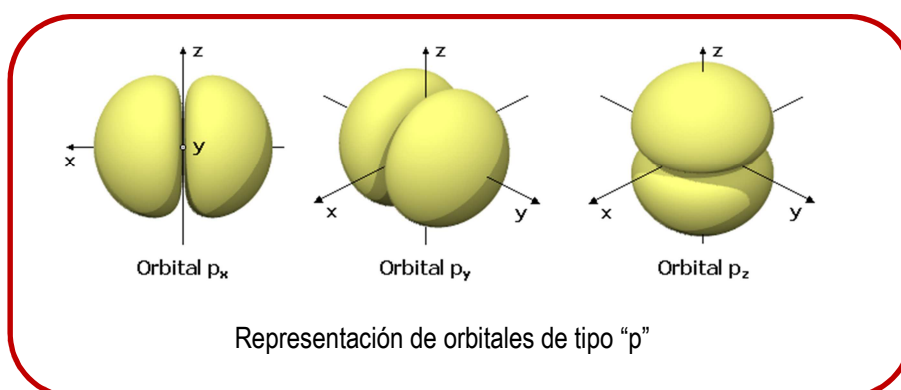
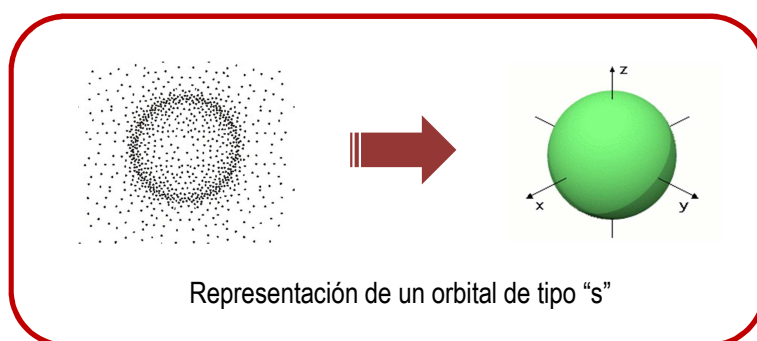


El Modelo Atómico de la Mecánica Cuántica

La física moderna utiliza dos herramientas fundamentales: la Teoría de la Relatividad General de Einstein y la Mecánica Cuántica. La Relatividad General se utiliza para estudiar el comportamiento de sistemas de gran tamaño, como las galaxias o el propio Universo; mientras que la Mecánica Cuántica es la herramienta adecuada para el estudio de sistemas de muy pequeño tamaño, como los átomos o los componentes de los átomos.

Una de las principales diferencias del Modelo Atómico de la Mecánica Cuántica con respecto a los anteriores modelos es que sustituye el concepto de "órbita" por el de "orbital".

En los modelos atómicos de la mecánica clásica, los electrones recorrían órbitas perfectamente definidas y planas. La mecánica cuántica sustituye las órbitas por orbitales. Los orbitales atómicos son regiones del espacio en las que existe una alta probabilidad de encontrar a los electrones. Por ser regiones espaciales, los orbitales, a diferencia de las órbitas, son estructuras tridimensionales.



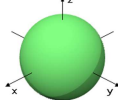

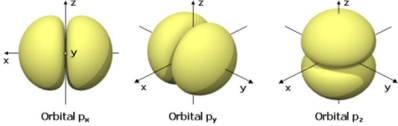

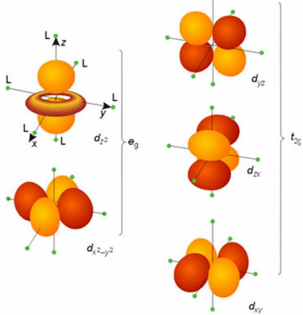

Los Números Cuánticos

Cada uno de los electrones de un átomo está caracterizado por un conjunto de cuatro números, llamados números cuánticos. Los cuatro números cuánticos de un electrón nos ofrecen información relativa a ese electrón: en qué zona del átomo puede encontrarse, a qué distancia del núcleo, cuánta energía tiene, etc.

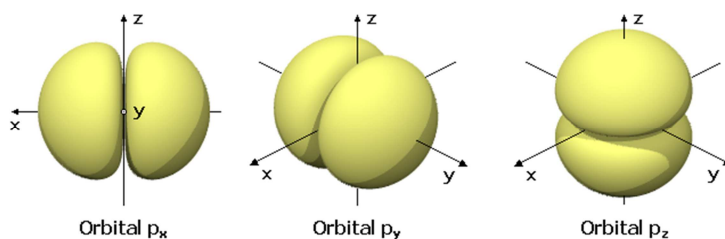
- **Número Cuántico Principal [n].** Contiene información acerca del nivel energético en el que se encuentra el electrón. Está relacionado con el tamaño del orbital correspondiente. El número cuántico "n" puede tomar los valores: 1, 2, 3, ... Cuanto mayor es el valor de "n" mayor es el tamaño del orbital o región de espacio en la que podemos encontrar al electrón, más lejos del núcleo puede encontrarse y mayor será su contenido energético. El número máximo de orbitales en cada nivel energético es n^2 y el número máximo de electrones en cada nivel energético viene dado por la expresión $2 \cdot n^2$

Por ejemplo, en el segundo nivel energético (en la segunda capa), como $n=2$, existen 4 orbitales y la capacidad máxima es de 8 electrones.

- **Número Cuántico Secundario [ℓ].** Contiene información sobre la forma del orbital. " ℓ " puede tomar valores que van desde cero hasta $n-1$.

Valor de " ℓ "	Tipo de orbital	Forma del Orbital	Representación
0	s		
1	p		
2	d		
3	f		

- **Número Cuántico Magnético [m].** Proporciona información sobre la orientación que tiene en el espacio un determinado orbital. "m" puede tomar valores que van desde $-\ell$ hasta $+\ell$, incluido el valor cero. Por ejemplo, para un orbital de tipo "p" ($\ell=1$), el número cuántico "m" puede tomar tres valores: -1, 0 y +1. Pueden existir, por tanto, tres posibles orientaciones espaciales para un orbital de tipo "p".

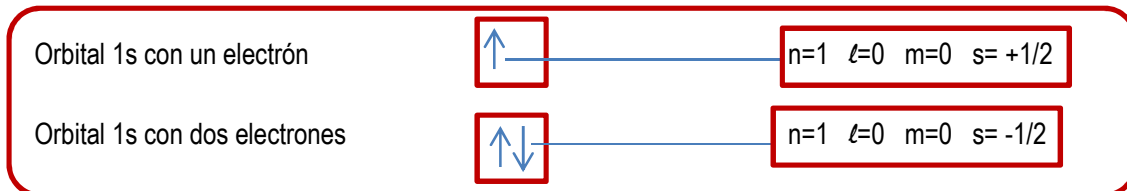


- **Número Cuántico de Spin [s].** Proporciona información relativa al giro del electrón sobre sí mismo. "s" puede tomar los valores $+1/2$ y $-1/2$, dependiendo de que el giro sea en el sentido de las agujas del reloj o en sentido contrario.

Las Configuraciones Electrónicas

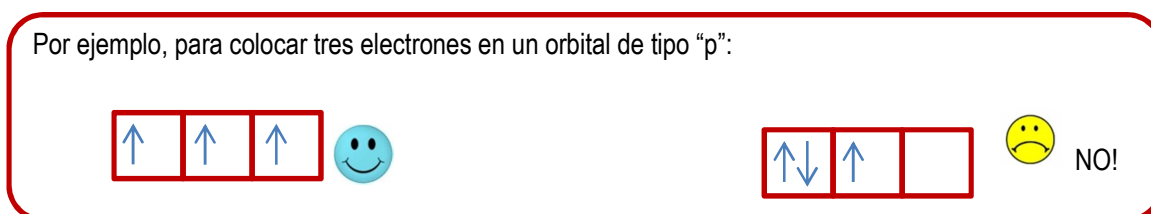
Los electrones que posee un átomo neutro, o un ión monoatómico, se disponen en diferentes orbitales siguiendo una serie de reglas o principios. La forma en la que se reparten los electrones en los diferentes orbitales se llama configuración electrónica.

- Principio de Exclusión de Pauli. En un átomo no pueden existir dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales. Además, en un mismo orbital sólo pueden existir, como máximo, dos electrones, que tendrán los tres primeros números cuánticos iguales pero tendrán diferente spin.



- Regla de Máxima Multiplicidad de Hund. Los electrones, al ocupar orbitales del mismo tipo (del mismo valor de " ℓ "), se colocan de manera que su desapareamiento sea máximo. Electrones desapareados tendrán spines paralelos y electrones apareados tendrán spines antiparalelos.

Por ejemplo, para colocar tres electrones en un orbital de tipo "p":

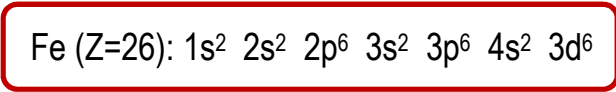
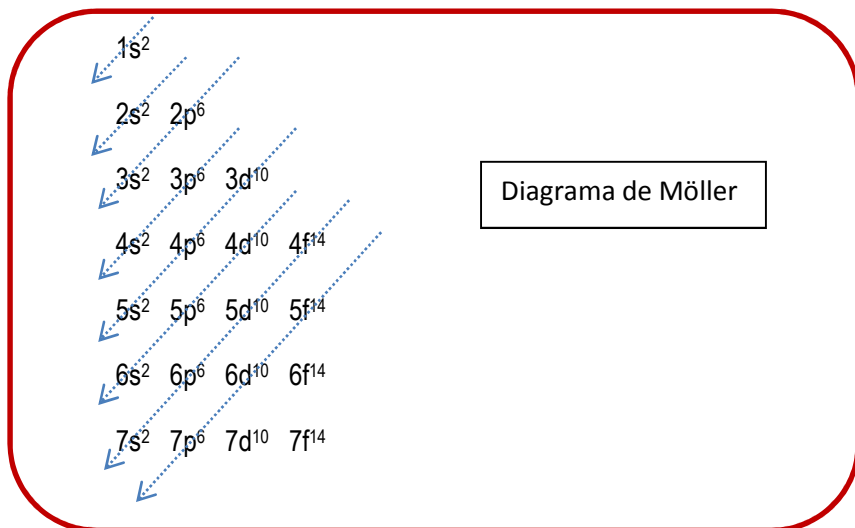


- Regla de Madelung. Tiene menor energía el orbital con un valor $(n + \ell)$ más pequeño. Cuando dos orbitales tienen el mismo valor de $(n + \ell)$, tiene menor energía el orbital con menor valor de " n ".

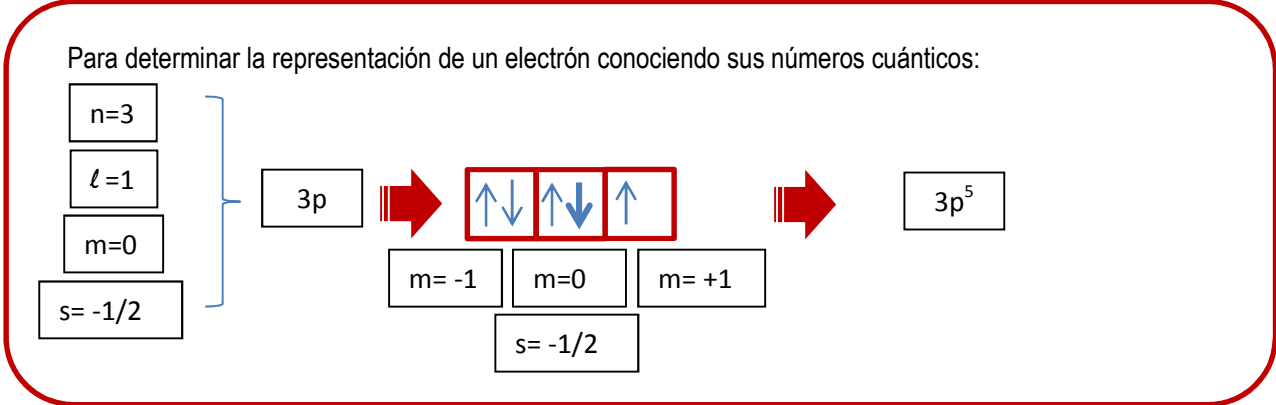
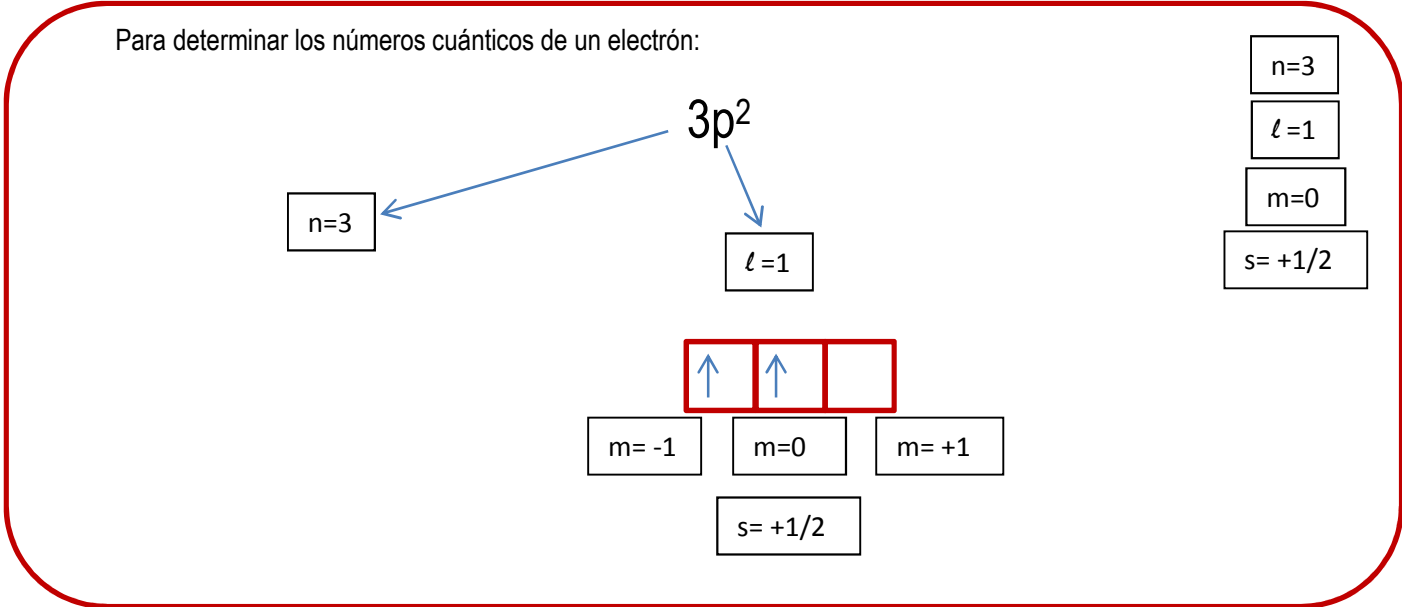
Energía de orbital 3d < Energía de orbital 5p		Energía de orbital 3d < Energía de orbital 4p	
$\frac{n=3}{\ell=2}$	$\frac{n=5}{\ell=1}$	$\frac{n=3}{\ell=2}$	$\frac{n=4}{\ell=1}$
$n + \ell = 5$	$n + \ell = 6$	$n + \ell = 5$	$n + \ell = 5$

- Principio de Construcción o Aufbau. Los electrones de un átomo se disponen ocupando sucesivamente orbitales con la menor energía posible.

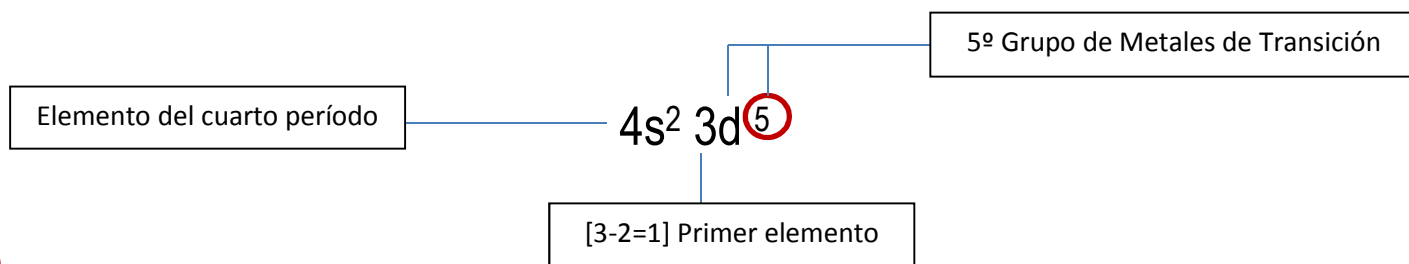
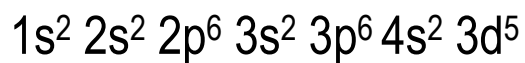
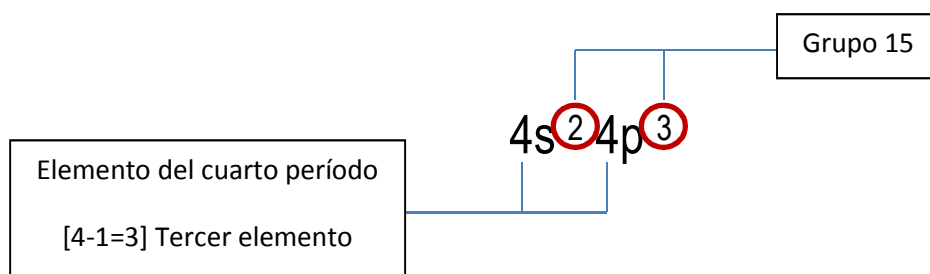
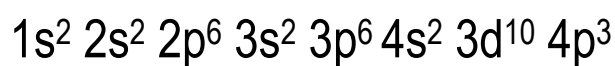
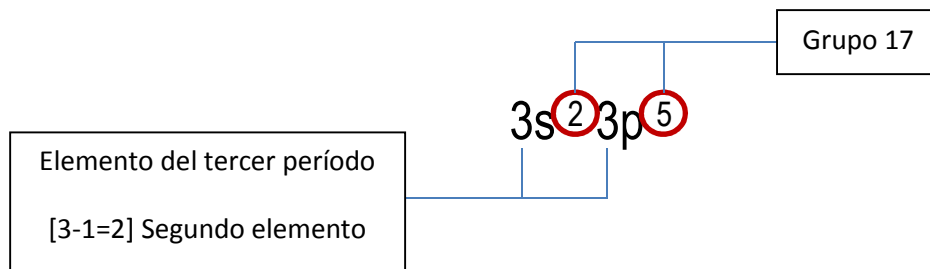
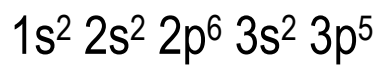
Procedimiento para la Escritura de Configuraciones Electrónicas



Se llama electrón diferenciador al último que se ha colocado al escribir la configuración electrónica.



Información Contenida en la Configuración Electrónica



EJERCICIOS

1 Explica si son ciertas o no las siguientes afirmaciones: a) Un elemento químico puede estar formado por átomos de diferente número atómico y másico. b) Un átomo se transforma en su ion negativo cuando gana electrones y en su ion positivo cuando gana protones en su núcleo.	2 Un átomo neutro con 10 protones pierde 2 electrones, ¿en qué se transforma? ¿Sigue siendo el mismo elemento? ¿Mantiene el mismo número másico?
3 Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos: Ca ($Z = 20$, $A = 40$) y Br ($Z = 35$, $A = 80$).	4 Dados los siguientes átomos: A ($Z = 11$; $A = 23$), B ($Z = 20$; $A = 40$) y C ($Z = 9$; $A = 19$), indica: a) Los protones, neutrones y electrones que poseen. b) Cuáles son metales y cuáles no metales. c) Periodo en que se encuentran cada uno.
5 El litio tiene dos isótopos en la Tierra, de números másicos 6 y 7. Sabiendo que la abundancia del primero es de 7,42 %, calcula la masa atómica de este elemento.	6 Sabido que el ion trivalente positivo de un átomo contiene 24 protones y 28 neutrones, indica sus números másico y atómico, así como los electrones que presenta.
7 Un ion del elemento aluminio ($Z = 13$, $A = 27$) contiene 10 electrones. Indica la carga del ion y cuántos neutrones contiene.	8 Un ion divalente negativo de un átomo contiene 16 protones y 16 neutrones. Indica sus números atómico y másico, así como los electrones que contiene.
9 Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de los átomos del azufre ($Z = 16$) y bario ($Z = 56$).	10 Si un átomo en su estado fundamental tiene ocupado totalmente el nivel $n = 3$, ¿cuántos electrones contiene?
11 Indica los electrones del último nivel de los elementos de números atómicos 12, 15, 19, 35 y 54. ¿A qué periodo y a qué grupo pertenece cada uno?	12 Dados los siguientes elementos: Ar ($Z = 18$), As ($Z = 33$) e I ($Z = 53$), indica el grupo y periodo a que pertenecen.
13 Indica las electrovalencias de los elementos implicados en cada uno de los siguientes compuestos a partir de sus estructuras electrónicas: KCl, CaBr_2 , MgS, AlF_3 y BeO.	14 En cuáles de los siguientes aspectos pueden ser diferentes los átomos de un mismo elemento: a) Estructura atómica. b) Número de electrones externos. c) Masa nuclear. d) Suma de protones y neutrones.
15 Indica toda la información que puedes obtener de: $\begin{array}{c} 32 \\ \times \\ 16 \end{array} 2^-$	16 Indica el número de protones, neutrones y electrones de las siguientes especies químicas: P ($Z = 15$, $A = 31$), Mg^{2+} ($Z = 12$, $A = 24$), Sn ($Z = 50$, $A = 118$), I^- ($Z = 53$, $A = 127$).
17 Indica cuáles de las siguientes configuraciones no corresponden a un átomo en su estado fundamental: a) $1s^2 2s^2 2p^5$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 3d^3$ b) $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$ d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	18 El magnesio está formado en la naturaleza por tres isótopos de masas 23,98 u, 24,99 u y 25,98 u. La abundancia relativa de cada uno es 78,60 %, 10,11 % y 11,29 %, respectivamente. Con estos datos, calcula la masa del magnesio.
19 Identifica las siguientes configuraciones electrónicas con los correspondientes elementos: a) $1s^2 2s^2 2p^3$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ d) $1s^2 2s^2 2p^6$	20 Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de las siguientes especies: S^{2-} , Ca^{2+} , F^- y Al.

<p>21</p> <p>La masa atómica del cobre es 63,55 u y está formado por dos isótopos. Sabiendo que la abundancia del isótopo de cobre 63 es de 69,10% y que su masa es 62,93 u, calcula la masa del isótopo de cobre 65.</p> $63,55 \text{ u} = \frac{62,93 \text{ u} \cdot 69,1 + M \cdot 30,9}{100} \text{ despejando } M = 64,94 \text{ u}$	<p>22</p> <p>Justifica la existencia de los siguientes iones: Na^+, Mg^{2+}, Cl^-, O^{2-}, P^{3-}, Hg^{2+} y Zn^{2+}.</p>																									
<p>23</p> <p>Indica si son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos:</p> <p>a) $n = 0$ $l = 2$ $m = 1$ $s = -1/2$ b) $n = 1$ $l = 0$ $m = 0$ $s = -1/2$ c) $n = 3$ $l = -2$ $m = 1$ $s = +1/2$ d) $n = 3$ $l = 1$ $m = -1$ $s = -1/2$</p>	<p>24</p> <p>Indica si son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos:</p> <p>a) $n = 4$ $l = 1$ $m = -1$ $s = -1/2$ b) $n = 1$ $l = 0$ $m = 0$ $s = +1/2$ c) $n = 2$ $l = 1$ $m = 2$ $s = +1/2$ d) $n = 3$ $l = 0$ $m = 0$ $s = -1/2$</p>																									
<p>25</p> <p>Indica cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un estado fundamental del átomo, cuáles a un estado excitado y cuáles no son permitidas. ¿De qué elemento se trata?</p> <table style="width: 100%; text-align: center;"> <thead> <tr> <th></th> <th>1s</th> <th>2s</th> <th>2p</th> <th>3s</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>a)</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>$\uparrow\uparrow\uparrow$</td> <td></td> </tr> <tr> <td>b)</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td>\uparrow</td> <td>$\uparrow\uparrow\uparrow$</td> <td></td> </tr> <tr> <td>c)</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td></td> <td>$\uparrow\uparrow\uparrow$</td> <td>\uparrow</td> </tr> <tr> <td>d)</td> <td>$\uparrow\downarrow$</td> <td></td> <td>$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>		1s	2s	2p	3s	a)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$		b)	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	$\uparrow\uparrow\uparrow$		c)	$\uparrow\downarrow$		$\uparrow\uparrow\uparrow$	\uparrow	d)	$\uparrow\downarrow$		$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$		<p>26</p> <p>En un átomo polielectrónico:</p> <p>a) ¿Cuántos electrones pueden pertenecer al cuarto nivel? b) ¿Y al tercero?</p>
	1s	2s	2p	3s																						
a)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$																							
b)	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	$\uparrow\uparrow\uparrow$																							
c)	$\uparrow\downarrow$		$\uparrow\uparrow\uparrow$	\uparrow																						
d)	$\uparrow\downarrow$		$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$																							
<p>27</p> <p>19. Dadas las dos siguientes configuraciones electrónicas para átomos neutros: A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y B: $1s^2 2s^2 2p^6 6s^1$ ¿Cuál de estas afirmaciones es falsa?: a) Para pasar de A a B se necesita un aporte de energía. b) A representa un átomo de sodio. c) A y B representan elementos químicos distintos. d) Se necesita menos energía para extraer un electrón de B que de A.</p>																										
<p>28</p> <p>Indica si son posibles los siguientes conjuntos de números cuánticos y, si no lo son, haz las correcciones necesarias para que sean posibles (n, l, m, s):</p> <ul style="list-style-type: none"> • (3, 0, 0, +1/2) • (7, 2, 3, -1/2) • (4, 2, 2, 1/2) • (0, 1, 0, 1/2) • (2, 1, 1, -1/2) • (3, 0, 0, -1/2) 																										
<p>29</p> <p>Identifica el orbital en el que se encuentra cada uno de los electrones definidos por los números cuánticos del ejercicio anterior.</p>																										
<p>30</p> <p>Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado:</p> <p>a) $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2$ b) $1s^2 2s^2 2p^5$ d) $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1$</p>																										
<p>31</p> <p>Las siguientes configuraciones electrónicas pertenecen a átomos que no se encuentran en estado fundamental. Explica por qué y escribe la configuración correspondiente al átomo en el estado de menor energía posible:</p> <p>a) $1s^2 2p^3$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$ b) $3s^2$ d) $1s^2 2s^1 2p^6$</p>																										
<p>32</p> <p>Escribe la combinación de números cuánticos correspondientes a:</p> <p>a) un electrón 5p. b) un electrón 3d. c) un electrón 1s. d) un electrón 4f.</p>	<p>33</p> <p>Responde razonadamente:</p> <p>a) ¿Los orbitales $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ tienen la misma energía? b) ¿Por qué el número de orbitales d es 5?</p>																									

<p>34</p> <p>Responde, razonadamente, a las siguientes preguntas:</p> <p>a) Escribe las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: Al ($Z = 13$) ; Na^+ ($Z = 11$) ; O^{2-} ($Z = 8$).</p> <p>b) ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?</p>	<p>35</p> <p>Indica los números cuánticos de los siguientes orbitales y ordénalos en forma creciente de energías: $4f$, $3d$, $5s$, $4p$.</p>
<p>36</p> <p>Dados los siguientes grupos de números cuánticos: (3, 2, 0); (2, 3, 0); (3, 3, 2); (3, 0, 0); (2, -1, 1); (4, 2, 0).</p> <p>Indica:</p> <p>a) cuáles no son permitidos y por qué.</p> <p>b) los orbitales atómicos de los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.</p>	<p>37</p> <p>Indica los números cuánticos del electrón diferenciador del elemento $z = 20$</p>
<p>38</p> <p>Indica los números cuánticos de los siguientes orbitales y ordénalos en forma creciente de energías: $4f$, $3d$, $5s$, $4p$.</p>	<p>39</p> <p>Dados los siguientes elementos: Na, Fe, S, I, U, As, Br, Sn, Lu, K y Ra, responde: ¿a qué familias pertenecen? ¿Algunos se hallan en el mismo periodo o en el mismo grupo? ¿Cuáles son elementos representativos?</p>
<p>40</p> <p>Explica cuál es el número máximo de electrones en un átomo que pueden tener los números cuánticos dados en los aparatos siguientes:</p> <p>$n = 2$ $n = 3$ y $l = 1$ $n = 4$, $l = 2$ y $m = 1$ $n = 3$, $l = 2$ $m = 0$ y $m_s = 1/2$</p>	<p>41</p> <p>Se tienen las siguientes configuraciones electrónicas para dos átomos neutros: A ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) y B ($1s^2 2s^2 2p^6 4p^1$). Responde razonadamente:</p> <p>a) ¿Se trata de dos elementos distintos?</p> <p>b) ¿Se requiere absorber o emitir energía para pasar de A a B?</p> <p>c) ¿A cuál de los dos habrá que darle más energía para que pierda un electrón?</p>
<p>42</p> <p>Dados los elementos A ($Z = 17$), B ($Z = 19$) y C ($Z = 20$):</p> <p>a) Escribe sus configuraciones electrónicas.</p> <p>b) Ordena, justificando brevemente la respuesta, esos elementos por orden creciente del tamaño de sus átomos.</p>	<p>43</p> <p>Explica razonadamente por qué se producen los siguientes hechos:</p> <p>a) El elemento con $Z = 25$ posee más estados de oxidación estables que el elemento con $Z = 19$.</p> <p>b) Los elementos con $Z = 10$, $Z = 18$ y $Z = 36$ forman pocos compuestos.</p> <p>c) El estado de oxidación más estable del elemento $Z = 37$ es +1.</p> <p>d) El estado de oxidación +2 es menos estable que el +1 para el elemento $Z = 11$.</p>