

4

Los átomos

PRESENTACIÓN

En esta unidad se abordará el estudio del átomo como elemento básico de la constitución de la materia. Se llegará al concepto actual del mismo después de un estudio crítico de los distintos modelos atómicos que surgieron a raíz de los descubrimientos científicos que se iban produciendo. Resulta de gran interés hacer ver al alumnado que el estudio del problema que aquí nos ocupa motivó la necesidad de reformular las bases de la propia física que cobra una nueva dimensión en el ámbito de la física cuántica.

Estudiado el átomo como entidad se abordará el conocimiento de los átomos de los distintos elementos químicos y se predecirán o justificarán las propiedades que presentan analizando cómo están dispuestas en cada uno las partículas que lo forman. Con la mesura que requiere el curso en que nos encontramos evitaremos caer en automatismos habituales para obtener la configuración electrónica de los átomos o conocer como varían una serie de propiedades en los elementos; en su lugar, trataremos de justificar el porqué de los hechos experimentales.

OBJETIVOS

- Conocer los hechos experimentales que sirvieron de base para el establecimiento de cada uno de los modelos atómicos (de Thomson, Rutherford y Bohr).
- Analizar, de forma crítica, la consistencia de cada modelo con nuevos hallazgos experimentales y modificarlos en consecuencia.
- Conocer, de forma cualitativa, los principios teóricos que sirvieron de base para el establecimiento del modelo atómico mecanocuántico.
- Comprender e interpretar espectros atómicos sencillos.
- Comprender el significado de los números cuánticos como determinantes del estado en que se encuentra un electrón en un átomo.
- Elaborar, de forma razonada, la configuración electrónica de un átomo.
- Reconocer el sistema periódico como una consecuencia de la configuración electrónica de los átomos.
- Definir las propiedades periódicas de los elementos que se estudian en esta unidad.
- Relacionar el valor de las propiedades periódicas de un conjunto de elementos con la configuración electrónica de sus átomos.

CONTENIDOS

Conceptos

- Representación del átomo de acuerdo con los modelos de Thomson, Rutherford, Bohr y Schrödinger.
- Evidencias experimentales que justifican cada uno de estos modelos o que obligan a su reformulación.
- Principios físicos que sustentan cada uno de los modelos atómicos.
- Los números cuánticos y su significado en la definición del nivel energético en que se encuentra un electrón en un átomo.
- El significado de la configuración electrónica de un átomo y los principios en que se basa.
- El sistema periódico de los elementos como resultado de la configuración electrónica.
- Propiedades periódicas de los elementos; relación entre su valor y la configuración electrónica de sus átomos.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Utilizar con soltura el método científico (elaborar teorías que justifiquen hechos experimentales, imaginar experiencias que las pongan a prueba y analizar los resultados de forma crítica).
- Adquirir destreza en la elaboración de la configuración electrónica de un elemento.
- Tener habilidad para relacionar la configuración electrónica de un elemento con su posición en el sistema periódico, y viceversa.
- Interpretar el significado de un conjunto de números cuánticos y analizar su viabilidad.

- Desarrollar una metodología adecuada para asignar valores de una serie de propiedades periódicas a un conjunto de elementos.

Actitudes

- Valorar la importancia del método científico para el avance de la ciencia.
- Reconocer el trabajo científico como un proceso en permanente construcción y revisión.
- Comprender la necesidad de unos sólidos conocimientos para ser capaz de proporcionar soluciones e interpretaciones imaginativas a los problemas que se plantean.
- Asumir la importancia de la física y la química para conocer y predecir las características de la materia que nos rodea.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación cívica

En esta unidad se pone de manifiesto el trabajo que científicos de distintos países han llevado a cabo para resolver uno de los problemas de mayor calado en la ciencia: el conocimiento de los átomos, verdaderos ladrillos de la materia que nos forma y nos rodea. Esto ha sido posible gracias a las reglas de juego del propio método científico que se basa en la racionalidad, fuera de cualquier tipo de dogmatismo y permiten colaboraciones que trascienden los límites geográficos.

Es muy importante que el alumnado reflexione sobre este hecho en oposición a planteamientos dogmáticos que con frecuencia están asociados a dificultades para intercambiar opiniones y razonamientos con personas de otros lugares e ideologías.

La historia proporciona diversos ejemplos de sus consecuencias.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Elaborar un esquema del átomo según el modelo de Thomson, de Rutherford, de Bohr y de Schrödinger.
2. Identificar, de forma cualitativa, los principios físicos que sustentan cada uno de los modelos atómicos.
3. Obtener la configuración electrónica de un elemento poniendo de manifiesto los principios en los que se basa.
4. Interpretar cada uno de los números cuánticos que definen el estado de un electrón en un átomo.
5. Identificar la posición de un elemento en el sistema periódico a partir de la configuración electrónica de su nivel de valencia, y viceversa.
6. Definir las propiedades periódicas y predecir su valor en los distintos elementos del sistema periódico.
7. Asignar (u ordenar) de forma razonada el valor de una propiedad periódica a un conjunto concreto de elementos químicos.

1. **Explica, teniendo en cuenta el modelo atómico de Thomson, que cuando se frotran, unos cuerpos adquieren electricidad positiva, y otros, negativa. ¿Por qué se atraen cuerpos que tienen distinto tipo de electricidad y se repelen los que la tienen del mismo tipo?**

De acuerdo con el modelo de Thomson, los átomos están formados por una masa de carga positiva en la que están insertas pequeñas partículas de carga negativa: los electrones. Los átomos son neutros: su carga positiva coincide con el número de electrones.

Al frotar un cuerpo se puede producir un movimiento de electrones. Unos cuerpos ganan electrones por frotamiento y, por tanto, se cargan negativamente. Otros cuerpos pierden electrones por frotamiento y, por tanto, se cargan positivamente. Cuando se aproximan cuerpos con carga de distinto signo, se atraen, porque los electrones tratan de redistribuirse para recuperar la neutralidad inicial de la materia. Por este mismo motivo, cuando se aproximan cuerpos con carga el mismo signo, se repelen, ya que no tienen forma de recuperar la neutralidad interna entre ellos.

2. **En algunos libros se denomina al modelo atómico de Thomson como el del «pudín de pasas». ¿Por qué crees que se le llama así?**

El puding es un pastel con masa similar a la del bizcocho que tiene pasas en su interior. Recuerda a los átomos de Thomson, formados por una masa de carga positiva en la que había pequeñas partículas de carga negativa (los electrones).

3. **La masa atómica del elemento potasio es 39,10 u. Existen tres isótopos de este elemento: uno de masa 38,96 u, otro, 39,96 u, y el tercero, 40,96 u. El de masa 39,96 u es tan escaso que lo podemos considerar despreciable. ¿Cuál es la abundancia de cada uno de los otros isótopos?**

Suponiendo que la abundancia del isótopo de masa 38,96 es x , la del de masa 40,96 es $(100 - x)$, ya que la abundancia del de masa 39,96 es despreciable:

masa atómica media =

$$\frac{\text{masa 1}^{\text{er}} \text{ isótopo} \cdot \text{porcentaje 1}^{\circ} + \text{masa 2}^{\circ} \text{ isótopo} \cdot \text{porcentaje 2}^{\circ}}{100} \rightarrow$$

$$\rightarrow 39,10 = \frac{38,96 \cdot x + 40,96 \cdot (100 - x)}{100} \rightarrow$$

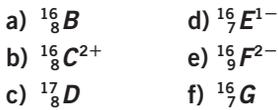
$$\rightarrow 39,10 \cdot 100 = 38,96 \cdot x + 40,96 \cdot (100 - x) =$$

$$= 38,96 \cdot x + 4096 - 40,96 \cdot x \rightarrow$$

$$\rightarrow -38,96 \cdot x + 40,96 \cdot x = 4096 - 3910 \rightarrow x = \frac{186}{2} = 93$$

- Abundancia del isótopo de masa 38,96: 93 %.
- Abundancia del isótopo de masa 40,96: $100 - 93 = 7$ %.

4. Indica cuántos protones, neutrones y electrones tienen las siguientes partículas. Identifica cuáles son isótopos del mismo elemento y cuáles son iones de alguno de los átomos presentes:



	${}^{16}_8\text{B}$	${}^{16}_8\text{C}^{2+}$	${}^{17}_8\text{D}$	${}^{16}_7\text{E}^{-}$	${}^{16}_9\text{F}^{2-}$	${}^{16}_7\text{G}$
Protones	8	8	8	7	9	7
Neutrones	8	8	9	9	7	9
Electrones	8	6	8	8	11	7

Son isótopos del mismo elemento: ${}^{16}_8\text{B}$, ${}^{17}_8\text{D}$

Son iones de alguno de los átomos presentes:
 es catión del

- ${}^{16}_8\text{C}^{2+}$, es catión del ${}^{16}_8\text{B}$,
- ${}^{16}_9\text{F}^{2-}$, es anión del ${}^{16}_7\text{G}$,

5. Calcula los radios de las cinco primeras órbitas para el átomo de hidrógeno.

Dato: $a = 0,529 \text{ \AA}$ ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$).

De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, el radio de la órbita es $r = a \cdot n^2$.

N.º órbita	Radio (m)
1	$0,529 \cdot 10^{-10}$
2	$2,116 \cdot 10^{-10}$
3	$4,761 \cdot 10^{-10}$
4	$8,464 \cdot 10^{-10}$
5	$13,225 \cdot 10^{-10}$

6. Explica por qué en un átomo puede haber 5 orbitales 5d y 7 orbitales 6f.

Los orbitales d tienen de número cuántico $l = 2$. Cuando $l = 2$, el número cuántico magnético puede tener los valores: $-2, -1, 0, +1, +2$, lo que indica que hay 5 orbitales de tipo d. El número cuántico l puede valer 2 cuando el número cuántico $n \geq 3$. Existen 5 orbitales d a partir del nivel 3. Por tanto, en el nivel 5 existen 5 orbitales d.

Los orbitales f tienen de número cuántico $l = 3$. Cuando $l = 3$, el número cuántico magnético puede tener los valores: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$, lo que indica que hay 7 orbitales de tipo f. El número cuántico l puede valer 3 cuando el número cuántico $n \geq 4$. Existen

7 orbitales f a partir del nivel 4. Por tanto, en el nivel 6 existen 7 orbitales f.

7. 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):

- (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)

Los valores posibles de los números cuánticos vienen determinados por las reglas que se especifican en la página 87:

- (3, 0, 0, +1/2): es posible.
- (4, 2, 2, 1/2): es posible.
- (2, 1, 1, -1/2): es posible.
- (7, 2, 3, -1/2): no es posible, ya que si $l = 2$, m solo puede adoptar los valores: 2, 1, 0, -1, -2.
- (0, 1, 0, 1/2): no es posible ya que el número cuántico n no puede valer 0.
- (3, 0, 0, -1/2): es posible.

8. Identifica el orbital en el que se encuentra cada uno de los electrones definidos por los números cuánticos del ejercicio anterior.

- (3, 0, 0, +1/2): orbital 3s.
- (4, 2, 2, 1/2): orbital 4d.
- (2, 1, 1, -1/2): orbital 2p.
- (3, 0, 0, -1/2): orbital 3s.

9. Explica cuántos electrones puede haber en todos los orbitales del nivel $n = 3$.

n	Radio	Radio	Radio
3	0	0	1
	1	-1, 0, +1	3
	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
Número total de orbitales			8

En cada orbital puede haber hasta 2 electrones. En total, en el nivel $n = 3$ puede haber 18 electrones

10. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:

a) Ca b) Sn c) Cs d) N e) I f) Ba g) Al h) Xe

a) Ca ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

b) Sn ($Z = 50$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$

c) Cs ($Z = 55$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$

d) N ($Z = 7$): $1s^2 2s^2 2p^3$

e) I ($Z = 53$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

f) Ba ($Z = 56$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

g) Al ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

h) Xe ($Z = 54$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

11. Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado:

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) $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1$

- a) Corresponde a un átomo en estado excitado, ya que el electrón que se encuentra en el orbital 4s no está en el orbital de menor energía posible (sería el 3s).
- b) Corresponde a un átomo en estado fundamental. Todos los electrones se encuentran en el orbital de menor energía posible y en cada orbital hay, como máximo, 2 electrones (consecuencia del principio de exclusión).
- c) Corresponde a un átomo en estado prohibido. Es imposible que haya 7 electrones en los tres orbitales 2p. Si así fuese, en uno de los orbitales habría 3 electrones, lo que indicaría que dos de ellos tendrían los 4 números cuánticos iguales. Esto va en contra del principio de exclusión.
- d) Corresponde a un átomo en estado excitado. Uno de los electrones que deberían estar en el orbital 2s ha pasado al orbital 3s, de mayor energía.

12. 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:

a) $1s^2 2p^3$

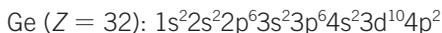
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$

b) $3s^2$

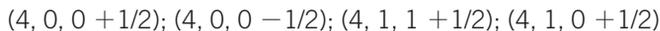
d) $1s^2 2s^1 2p^6$

- a) Hay electrones en orbitales 3p y está vacío el orbital 2s, de menor energía.
- b) Si el átomo solo tiene dos electrones, deben estar en el orbital 1s, y no en el 3s, que tiene más energía.
- c) De acuerdo con el diagrama de Moeller, el orbital 3d tiene más energía que el 3p y el 4s.
- d) El orbital 2s tiene menos energía que los orbitales 2p. Por tanto, antes de que los electrones se sitúen en los orbitales 2p, debe llenarse el orbital 2s con 2 electrones.

- 13. Escribe la configuración electrónica del germanio e indica los números cuánticos que definen sus electrones del último nivel.**



El último nivel del Ge es el 4. En él tiene 2 electrones en el orbital 4s y los otros 2, en orbitales 4p (uno en cada uno y desapareados). Los conjuntos de números cuánticos que definen estos electrones son:



Nota: los dos últimos electrones deben tener el mismo espín (podría ser $-1/2$) y deben estar en distintos orbitales p (el número cuántico magnético debe ser distinto).

- 14. Escribe la configuración electrónica del calcio y di cuántos electrones hay en este átomo que tengan el número cuántico $l = 1$ y cuántos el $l = 2$.**



Número cuántico $l = 1$ indica orbitales de tipo p. El Ca tiene 12 electrones de este tipo ($2p^6 3p^6$).

Número cuántico $l = 2$ indica orbitales de tipo d. El Ca no tiene electrones de este tipo.

- 15. Escribe la configuración electrónica del calcio y di cuántos electrones hay en este átomo que tengan el número cuántico $m = 1$.**

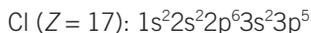


El número cuántico $m = 1$ es compatible con valores de $l \geq 1$. En el caso del Ca solo son los orbitales de tipo p. En cada nivel, uno de los orbitales p tendrá $m = 1$, por lo que el Ca tiene 4 electrones con $m = 1$ ($2p^2 3p^2$).

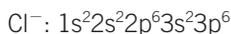
- 16. ¿Qué quiere decir que un átomo se encuentra en un estado excitado?**

Que no todos sus electrones se encuentran en el orbital de menor energía posible; alguno ha pasado a un orbital de mayor energía, y se dice que está excitado.

- 17. Escribe la configuración electrónica del cloro, predice su valencia y escribe la configuración electrónica del ion cloro.**



Valencia = -1 , ya que si capta un electrón alcanza la configuración del gas noble Ar:



- 18. Un ion tiene carga -3 y la configuración electrónica del Ne. ¿De qué ion se trata?**

Del N^{3-} , ya que su número atómico es tres unidades menos que el del Ne y, cuando capta 3 electrones, adquiere carga -3 y la configuración del Ne.

19. Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración del nivel de valencia de:

- a) Ar c) Sn e) Fe
 b) Ga d) Ba f) Br

GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Configuración electrónica	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
ORBITALES	1																	
PERÍODO	1																	
1s	1	2																18
2s 2p	2	3																18
3s 3p	3	4																18
4s 3d 4p	4	5																18
5s 4d 5p	5	6																18
6s 4f 5d 6p	6	7																18
7s 5f 6d 7p	7	8																18

	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴	
LANTANÍDOS →	58 Ce Cerio	59 Pr Praseodimio	60 Nd Neodimio	61 Pm Prometio	62 Sm Samario	63 Eu Europio	64 Gd Gadolinio	65 Tb Terbio	66 Dy Disprosio	67 Ho Holmio	68 Er Erbio	69 Tm Termio	70 Yb Yterbio	71 Lu Lutecio	72-88
ACTÍNIDOS →	90 Th Torio	91 Pa Protactinio	92 U Uranio	93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curio	97 Bk Berkelio	98 Cf Californio	99 Es Einsteinio	100-108	109 Md Mendelevio	110 No Nobelio	111-118	

	Ar	Ga	Sn	Ba	Fe	Br
Grupo	18	13	14	2	8	17
Período	3	4	5	6	4	4
Configuración nivel de valencia	3s ² 3p ⁶	4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	6s ²	4s ² 3d ⁶	4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵

20. En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración del nivel de valencia es:

- a) 5s² c) 3s²3p² e) 5s²4d⁹
 b) 4s²3d⁵ d) 4s²4p⁶ f) 4s¹

Configuración nivel de valencia	5s ²	4s ² 3d ⁵	3s ² 3p ²	4s ² 4p ⁶	5s ² 4d ⁹	4s ¹
Grupo	2	7	14	18	11	1
Período	5	4	3	4	5	4

21. ¿Por qué disminuye el tamaño de los átomos de un periodo a medida que aumenta su número atómico si todos tienen los electrones de valencia en el mismo nivel?

A medida que aumenta el número atómico, aumenta la carga nuclear, y con ella, la atracción que sufren los electrones del nivel de valencia.

22. Ordena según su tamaño los siguientes átomos:

- a) Si d) O
 b) Ca e) Rb
 c) F f) I

El tamaño atómico es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Si	Ca	F	O	Rb	I
Z	14	20	9	8	37	53
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^2$	$4s^2$	$2s^22p^5$	$2s^22p^4$	$5s^1$	$5s^25p^5$

Los elementos de más tamaño son los que tienen el nivel de valencia más alto, porque tienen los electrones de valencia más alejados del núcleo. Dentro del mismo periodo, tendrán menor tamaño los que tengan mayor número atómico, ya que su carga nuclear será mayor y atraerán con más fuerza a los electrones de valencia. El orden para estos elementos es:



Nota: de acuerdo con el valor real de esta propiedad el orden sería: $\text{Rb} > \text{Ca} > \text{I} > \text{Si} > \text{O} > \text{F}$. Se escapa del nivel de conocimientos de este curso profundizar en la justificación de la secuencia exacta. Se mantiene un razonamiento coherente como lo estudiado en la unidad.

23. ¿Por qué disminuye la energía de ionización de los átomos de un grupo a medida que aumenta su número atómico?

A medida que aumenta el número atómico, los átomos de los elementos de un mismo grupo tienen sus electrones de valencia en niveles más alejados del núcleo. Esto hace que disminuya la atracción que ejerce sobre ellos y que sea más fácil arrancarlos, lo que supone una menor energía de ionización.

24. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su primera energía de ionización:

- a) Si d) O
 b) Ca e) Rb
 c) F f) Sr

La energía de ionización es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Si	Ca	F	O	Rb	Sr
Z	14	20	9	8	37	38
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^2$	$4s^2$	$2s^22p^5$	$2s^22p^4$	$5s^1$	$5s^2$

Los elementos de menor energía de ionización son aquellos a los que resulta más fácil arrancar los electrones de valencia. Dentro de un grupo, esto sucede cuanto mayor es el número atómico, ya que esos electrones están cada vez más alejados del núcleo. Dentro de un período, sucede cuanto menor es el número atómico, porque ejercerá menor atracción sobre los electrones de valencia. El orden para estos elementos es:



25. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su afinidad electrónica:

- a) Cl b) Si
 c) F d) P
 e) C f) Al

La afinidad electrónica es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Cl	Si	F	P	C	Al
Z	17	14	9	15	6	13
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^5$	$3s^23p^2$	$2s^22p^5$	$3s^23p^3$	$2s^22p^2$	$3s^23p^1$

Los elementos de mayor afinidad electrónica son los que desprenden más energía cuando captan un electrón; estos son los elementos que se aproximan más a la configuración de gas noble al captarlo, es decir, los elementos del grupo 17. Dentro de él, el Cl tiene mayor afinidad electrónica que el F, porque el menor tamaño de este hace que cobren importancia las repulsiones interelectrónicas del nivel de valencia. El orden para estos elementos es:



Nota: de acuerdo con el valor real de esta propiedad el orden sería: $\text{Cl} > \text{F} > \text{Si} > \text{C} > \text{P} > \text{Al}$. Se escapa del nivel de conocimientos de este curso profundizar en la justificación de la secuencia exacta.

26. Explica por qué los elementos con elevada energía de ionización tienen alta electronegatividad, y viceversa.

Los elementos que tienen alta electronegatividad son aquellos que ejercen una gran atracción sobre los electrones de enlace. Esto determina que son elementos con mucha facilidad para captar

electrones y mucha dificultad para perderlos, lo que indica que tienen elevada energía de ionización.

27. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad:

- a) Si b) Ca c) F d) O e) Rb

La electronegatividad es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Si	Ca	F	O	Rb
Z	14	20	9	8	37
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^2$	$4s^2$	$2s^22p^5$	$2s^22p^4$	$5s^1$

Los elementos más electronegativos son los que tienen mayor energía de ionización y mayor afinidad electrónica, por tanto, son los que están en la parte superior y derecha de la tabla periódica, y viceversa. El orden para estos elementos es:



28. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su carácter metálico:

- a) Si c) F e) Rb
b) Ca d) O f) Ga

Justifica el orden que has elegido a partir de su configuración electrónica.

El carácter metálico de un elemento tiene que ver con su capacidad para formar iones positivos y esto depende de su electronegatividad. Los elementos serán tanto más metálicos cuando menos electronegativos. Para estudiarlo en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	Si	Ca	F	O	Rb	Ga
Z	14	20	9	8	37	31
Configuración nivel de valencia	$3s^23p^2$	$4s^2$	$2s^22p^5$	$2s^22p^4$	$5s^1$	$4s^23d^{10}4p^1$

El orden para estos elementos es:



29. Teniendo en cuenta que los metales conducen la electricidad y los no metales, no, explica:

- a) ¿Por qué el carbono, en su forma diamante, es aislante?
b) ¿Por qué el silicio y el germanio se utilizan en la industria electrónica como semiconductores?

c) ¿Por qué el estaño y el plomo son materiales conductores de la electricidad?

Todos estos elementos pertenecen al grupo 14. Dentro de un grupo, el carácter metálico aumenta a medida que aumenta el número atómico, porque disminuye la energía de ionización y la afinidad electrónica. El grupo 14 está en una posición intermedia de la tabla periódica, de ahí que los primeros elementos del mismo tengan carácter no metálico (el C) y los últimos, (Sn, Pb), metálico.

Con respecto a su comportamiento eléctrico, los metales permiten el movimiento de los electrones y los no metales no, por eso son aislantes. Los elementos semimetálicos serán semiconductores, es decir, dependiendo de las circunstancias se puede lograr que conduzcan la electricidad o que no lo hagan.

30. Al provocar una descarga en un tubo de vacío aparece un haz luminoso entre el cátodo y el ánodo. ¿Cómo podríamos saber si se trata de rayos catódicos o de rayos canales?

Sometiéndolo a la acción de un campo eléctrico perpendicular al tubo. Si el rayo se desvía hacia la placa positiva, está formado por partículas con carga negativa y es un rayo catódico (procede del cátodo). En caso contrario, serán rayos canales.

31. Contesta:

- a) **¿Qué significa el hecho de que en todas las experiencias realizadas en tubos de rayos catódicos se detectase la misma partícula, cualquiera que fuese el gas que había en su interior?**
- b) **¿Qué significa que en las experiencias hechas en tubos de rayos canales se detectase una partícula diferente, dependiendo del gas que hubiese en el interior del tubo?**

- a) Que esa partícula está presente en todos los átomos, cualquiera que sea el elemento químico que se estudie.
- b) Que lo que queda en un átomo, después de que haya perdido algunos electrones, depende del elemento de que se trate.

32. Explica por qué la experiencia de la lámina de oro es una prueba de que el átomo tiene un núcleo muy pequeño y una «corteza» muy grande.

El hecho de que de una porción muy pequeña de las partículas a reboten al chocar con la lámina de oro indica que en la lámina hay algunos puntos donde la carga positiva está muy concentrada; serán los núcleos de los átomos.

El que la mayor parte de las partículas atraviesen la lámina sin desviarse quiere decir que la mayor parte atraviesan el átomo por zonas donde no hay cargas; la corteza del átomo donde están los electrones girando y que es mucho mayor que el núcleo.

33. Rutherford supuso que los átomos tienen un núcleo con carga positiva y una corteza con electrones, que tienen carga negativa. ¿Cómo es posible que los electrones se mantengan alrededor del núcleo y no sean atraídos por el núcleo como sucede siempre que tenemos cuerpos con electricidad de distinto tipo?

Porque están girando alrededor del núcleo. Su velocidad de giro hace que la fuerza centrífuga compense la atracción gravitatoria.

34. Un átomo tiene un radio de unos 10^{-10} m. ¿Cuántos átomos se pueden colocar, uno detrás de otro, para cubrir una longitud de un centímetro?

El número de átomos es:

$$10^{-2} \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ átomo}}{2 \cdot 10^{-10} \text{ m de diámetro}} = 5 \cdot 10^7 \text{ átomos}$$

35. A continuación se muestran algunas características de una serie de especies químicas. Completa la tabla y responde:

Elemento	Z	A	N.º de neutrones	N.º de electrones	Carga
B		11		5	0
C		11	5	6	
D	5		6		-2
E	11	5	6		0
F		20		8	+3

- a) ¿Cuáles pertenecen al mismo elemento químico?
 b) ¿Cuáles son isótopos? ¿Cuáles son aniones?
 c) ¿Cuáles representan especies imposibles?

Elemento	Z	A	N.º de neutrones	N.º de electrones	Carga
B	5	11	6	5	0
C	6	11	5	6	0
D	5	11	6	7	-2
E	11	5	6		0
F	11	20	9	8	+3

- a) Pertenecen al mismo elemento químico: B y D porque tienen el mismo Z.
 b) No hay isótopos porque los que tienen el mismo Z tienen el mismo A. D es un anión de B.
 c) E representa una especie imposible porque $A = Z + n.$ de neutrones.

36. El elemento boro está compuesto por dos isótopos: uno denominado ^{10}B , que tiene de masa 10,013 u y está presente en un 19,6%, y otro, denominado ^{11}B , que tiene de masa 11,009 u y está presente en un 80,4%. ¿Cuál es la masa atómica del elemento boro?

En este caso:

$$\begin{aligned} & \text{masa atómica media} = \\ & \frac{\text{masa 1}^{\text{er}} \text{ isótopo} \cdot \text{porcentaje} + \text{masa 2}^{\text{o}} \text{ isótopo} \cdot \text{porcentaje}}{100} \rightarrow \\ \rightarrow & \text{masa atómica media del boro} = \frac{10,013 \cdot 19,6 + 11,009 \cdot 80,4}{100} = 10,81 \end{aligned}$$

37. Explica la frase siguiente: «Si la energía no estuviese cuantizada, una radiación de energía 4 e intensidad 10 produciría el mismo efecto que otra de energía 8 e intensidad 6».

La energía de una radiación depende de la energía de sus fotones. Si no estuviese cuantizada, la energía de los fotones se podría acumular y 4 fotones de energía 10 (en total 14) producirían la misma energía que 6 fotones de energía 8 (en total, 14).

38. Explica la frase siguiente: «La energía mínima que debe tener la luz con la que se ilumina el cátodo para que se produzca un efecto fotoeléctrico es distinta si el cátodo es de hierro que si es de aluminio».

Esta energía depende de la atracción que el núcleo ejerza sobre el electrón periférico que se pretende arrancar, la cual está determinada por la carga nuclear, que es específica de cada elemento químico.

39. Explica si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- Un electrón que se encuentra en una órbita de $n = 2$ está al doble de distancia del núcleo que uno que se encuentra en una órbita de $n = 1$.
- Un electrón que se encuentra en una órbita de $n = 2$ tiene la mitad de energía que uno que se encuentra en una órbita de $n = 1$.
- Para que un electrón de un átomo pase de la órbita de $n = 2$ a la de $n = 3$ necesita absorber la misma cantidad de energía que para pasar de la órbita de $n = 4$ a la de $n = 5$.
 - Falso. Según Bohr, el radio de la órbita depende de n^2 ($r = a \cdot n^2$). Por tanto, el electrón que está en la órbita 2 se encuentra a una distancia del núcleo que es cuatro veces la que separa el electrón que está en la órbita 1.
 - Falso. Según Bohr, la energía de un electrón depende de $1/n^2$ ($E = -b/n^2$). Por tanto, el electrón que está en la órbita 2 tiene una energía que es la cuarta parte de la que tiene el electrón que está en la órbita 1.

- c) Falso, porque teniendo en cuenta la fórmula que permite calcular la energía de un electrón en una órbita:

$$E_5 - E_4 = -\frac{b}{5^2} - \left(-\frac{b}{4^2}\right) = \frac{b}{16} - \frac{b}{25} = \frac{9b}{400}$$

$$E_3 - E_2 = -\frac{b}{3^2} - \left(-\frac{b}{2^2}\right) = \frac{b}{4} - \frac{b}{9} = \frac{5b}{36}$$

- 40. Apóyate en el modelo atómico de Bohr para explicar que el espectro de emisión de un elemento es complementario de su espectro de absorción.**

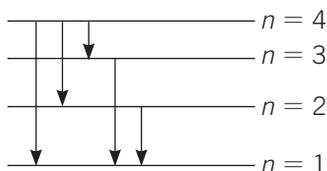
El espectro de absorción está constituido por todas las radiaciones que absorben los electrones de un átomo cuando pasan de un nivel de energía a otro superior. Para obtenerlo se ilumina la muestra con luz continua y se recogen las radiaciones después de pasar por la muestra; en ella faltarán las que han absorbido los átomos del elemento en cuestión y se verán rayas negras en un fondo de color.

El espectro de emisión está constituido por las radiaciones que emiten los electrones de un átomo que ha sido excitado cuando vuelven a niveles de menor energía hasta que llegan al nivel fundamental. Este espectro está formado por líneas de color, cada una correspondiente a un tránsito.

El espectro de absorción es el complementario del de emisión porque, para que un electrón de un átomo concreto pase de un nivel 1 a otro nivel 2, necesita absorber la misma energía ($E_2 - E_1$) que la que emite cuando pasa del nivel 2 al 1 ($E_1 - E_2$).

- 41. Se ha excitado una muestra de hidrógeno de forma que en todos los átomos el electrón ha pasado hasta el nivel de $n = 4$. Estudia, ayudándote de un esquema, cuántas rayas tendrá su espectro de emisión.**

Respuesta:



En el espectro de emisión se detectarán 5 rayas.

- 42. Explica si en un átomo pueden existir los niveles de energía:**

- a) 2d c) 3p e) 1p g) 5d
b) 7s d) 3f f) 5f h) 4d

- a) Los orbitales d implican que $l = 2$. El valor máximo que puede admitir el número cuántico l es $(n - 1)$. Si $n = 2$, l solo puede adoptar los valores 0 y 1; en consecuencia, no pueden existir orbitales d en el nivel 2.
- b) Los orbitales s implican que $l = 0$. En todos los niveles de energía existen orbitales s; por tanto, el orbital 7s sí existe.
- c) Los orbitales p implican que $l = 1$. Existen orbitales p a partir del segundo nivel de energía, ya que si $n = 2$, l puede adoptar los valores 0 y 1. El orbital 3p sí que existe.
- d) Los orbitales f implican que $l = 3$. En el nivel $n = 3$, l solo puede adoptar los valores 0, 1 y 2; por tanto, no puede existir el orbital 3f.
- e) El orbital 1p no existe. Si $n = 1$, l solo puede adoptar el valor 0, que es compatible con los orbitales de tipo s.
- f) Los orbitales f implican que $l = 3$. En el nivel $n = 5$, l puede adoptar los valores 0, 1, 2, 3 y 4; por tanto, sí puede existir el orbital 5f.
- g) Los orbitales d implican que $l = 2$. El valor máximo que puede admitir el número cuántico l es $(n - 1)$. Si $n = 5$, l puede adoptar los valores 0, 1, 2, 3 y 4; en consecuencia, sí pueden existir orbitales d en el nivel 5.
- h) Como se justificó en el apartado g), sí pueden existir orbitales d.

43. Explica la diferencia entre órbita y orbital.

Órbita es un concepto del modelo atómico de Bohr. Se refiere a la línea que describe el electrón en su movimiento alrededor del núcleo.

Orbital es un concepto del modelo mecanocuántico del átomo. Se refiere a la región del espacio en la que hay una probabilidad superior al 90 % de encontrar a un electrón.

44. Relaciona las siguientes frases con el modelo o los modelos atómicos a que corresponden:

<ul style="list-style-type: none"> ②• Masa de carga positiva ⑤• Electrón con movimiento ondulatorio ④• Explica el espectro del átomo de hidrógeno ④• Número cuántico n ⑤• Electrones en orbitales ①• Partícula indivisible ④• Número cuántico m ⑤• Explica todos los espectros atómicos ④• Cuantización de la energía ③• Electrones girando en torno a un núcleo ④• Nivel de energía ④• Electrones describiendo órbitas ⑤• Probabilidad de encontrar al electrón 	<ul style="list-style-type: none"> ①• Modelo de Dalton ②• Modelo de Thomson ③• Modelo de Rutherford ④• Modelo de Bohr ⑤• Modelo mecanocuántico
---	---

45. Completa el cuadro siguiente para cada uno de los modelos atómicos estudiados en este tema:

Modelo	Esquema	Hechos que explica	Hechos que no explica
Dalton			
Thomson			
Rutherford			
Bohr			
Srödinger			

Modelo	Esquema	Hechos que explica	Hechos que no explica
Dalton		<ul style="list-style-type: none"> Las leyes ponderales. 	<ul style="list-style-type: none"> Electrización de la materia. Fenómenos en tubos de descarga.
Thomson		<ul style="list-style-type: none"> Electrización de la materia. Fenómenos en tubos de descarga. 	<ul style="list-style-type: none"> Experiencia de la lámina de oro.
Rutherford		<ul style="list-style-type: none"> Experiencia de la lámina de oro. 	<ul style="list-style-type: none"> Que los electrones no acaben cayendo sobre el núcleo Los espectros atómicos
Bohr		<ul style="list-style-type: none"> Efecto fotoeléctrico. Que los electrones no acaben cayendo sobre el núcleo. Espectro del átomo de H. Complementariedad del espectro de absorción y de emisión. El espectro es característico de cada elemento. 	<ul style="list-style-type: none"> El espectro de los átomos polieletrónicos. La configuración electrónica de los átomos.
Srödinger		<ul style="list-style-type: none"> El espectro de los átomos polieletrónicos. Los cuatro números cuánticos. La configuración electrónica de los átomos. 	

46. Explica por qué en un átomo no hay 5 orbitales 2d ni 7 orbitales 3f.

- Los orbitales d implican que $l = 2$. El valor máximo que puede admitir el número cuántico l es $(n - 1)$. Si $n = 2$, l solo puede adoptar los valores 0 y 1; en consecuencia, no pueden existir orbitales d en el nivel 2.

Si en un nivel de energía hubiese orbitales d, habría 5 orbitales d, debido a que existen 5 valores distintos del número cuántico magnético compatibles con el valor de $l = 2$: los valores de m serían: $-2, -1, 0, +1, +2$.

- Los orbitales f implican que $l = 3$. En el nivel $n = 3$, l solo puede adoptar los valores 0, 1 y 2; por tanto, no puede existir el orbital 3f.

Si en un nivel de energía hubiese orbitales f, habría 7 orbitales f, debido a que existen 7 valores distintos del número cuántico magnético compatibles con el valor de $l = 3$: los valores de m serían: $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$.

47. Indica si son posibles los siguientes conjuntos de números cuánticos y, si no lo son, haz las correcciones necesarias para que sean posibles:

- a) (2, 1, 0, +1/2) d) (6, 4, 5, -1/2)
 b) (3, 3, 0, -1/2) e) (1, 1, 0, 1/2)
 c) (4, 0, 0, -1/2) f) (5, 2, 2, 1/2)

Los conjuntos de números cuánticos representan los valores (n, l, m y s). El valor de cada número cuántico depende del anterior, tal y como se explica en el cuadro de la página 87. El cuarto número cuántico sólo puede adoptar los valores $+1/2$ y $-1/2$.

- a) (2, 1, 0, +1/2): sí es posible porque cumple las condiciones que se indican en el cuadro de la página 87.
- b) (3, 3, 0, -1/2): no es posible. Si el número cuántico $n = 3$, l solo puede adoptar los valores 0, 1 o 2. En este conjunto se indica que $l = 3$.
- c) (4, 0, 0, -1/2): sí es posible porque cumple las condiciones que se indican en el cuadro de la página 87.
- d) (6, 4, 5, -1/2): no es posible. Si el número cuántico $l = 4$, m solo puede adoptar los valores entre $-l(-4)$ y $+l(+4)$. En este conjunto se indica que $m = 5$.
- e) (1, 1, 0, 1/2): no es posible. Si el número cuántico $n = 1$, l solo puede adoptar el valor 0. En este conjunto se indica que $l = 1$.
- f) (5, 2, 2, 1/2): sí es posible porque cumple las condiciones que se indican en el cuadro de la página 87.

48. Identifica el orbital en el que se encuentra cada uno de los electrones definidos por los números cuánticos del ejercicio anterior.

El primer número cuántico (n) indica el nivel de energía y el segundo (l), el tipo de orbital:

Valor de l	0	1	2	3
Tipo de orbital	8	8	9	9

- a) (2, 1, 0, +1/2): el electrón está en un orbital 2p.
 c) (4, 0, 0, -1/2): el electrón está en un orbital 4s.
 f) (5, 2, 2, 1/2): el electrón está en un orbital 5d.

49. ¿Qué números cuánticos puedes aplicar, sin ninguna duda, a los siguientes orbitales?

- a) 3d c) 4s
 b) 7f d) 2p

Los conjuntos de números cuánticos representan los valores (n, l, m y s). El valor de cada número cuántico depende del anterior, tal y como se explica en el cuadro de la página 87. El cuarto número cuántico sólo puede adoptar los valores +1/2 y -1/2.

- a) 3d, $n = 3$ y $l = 2$. m puede tener uno de los 5 valores posibles y s puede tener uno de los dos posibles.
 b) 7f, $n = 7$ y $l = 3$. m puede tener uno de los 7 valores posibles y s puede tener uno de los dos posibles.
 c) 4s, $n = 4$, $l = 0$, $m = 0$. s puede tener uno de los dos valores posibles.
 d) 2p $n = 2$ y $l = 1$. m puede tener uno de los 3 valores posibles y s puede tener uno de los dos posibles.

50. Explica cuántos electrones puede haber en todos los orbitales del nivel 2. ¿Y en los del nivel 4?

Teniendo en cuenta los posibles valores de los distintos números cuánticos, determinamos cuántos orbitales puede haber en cada nivel. En cada orbital puede haber dos electrones con distinto número cuántico de espín:

n	Valores de l	Valores de m	Número de orbitales
2	0	0	1
	1	-1, 0, +1	3
Número total de orbitales			4
Número total de electrones			8

n	Valores de l	Valores de m	Número de orbitales
4	0	0	1
	1	-1, 0, +1	3
	2	-2, -1, 0, +1, +2	5
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7
Número total de orbitales			16
Número total de electrones			32

51. **¿Qué significa que no podemos tener una probabilidad del 100 % de que el electrón esté en un determinado punto del átomo?**

Que no sabemos con certeza donde se encuentra un electrón. Hay una incertidumbre en la determinación de la posición del electrón.

52. **Escribe la configuración electrónica de:**

a) Ar b) Fe c) Sm

En cada caso hay que localizar el número atómico del elemento y seguir las reglas que se especifican en la página 90:

a) Ar ($Z = 18$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b) Fe ($Z = 26$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.

c) Sm ($Z = 62$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^6$.

Nota: La configuración electrónica del Sm se hace siguiendo el diagrama de Moeller. Si el profesorado lo considera oportuno, puede explicar que la configuración real es $6s^2 5d^1 4f^6$, tal y como se desprende de la tabla periódica que se muestra en la página 358.

53. **Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado:**

a) $1s^2 2s^2 2p^5 4s^2$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

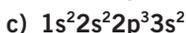
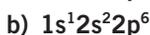
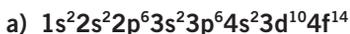
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{14} 4p^6$

a) $1s^2 2s^2 2p^5 4s^2$: corresponde a un átomo en estado excitado ya que los dos últimos electrones no se encuentran en el nivel de menor energía posible, el cual sería: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$: corresponde a un átomo en estado fundamental. Suponemos que los electrones que están en los tres orbitales 3p están desapareados.

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{14} 4p^6$: corresponde a un átomo en estado prohibido, ya que en los cinco orbitales 3d solo entran hasta 10 electrones, y no 14 como aquí se indica.

54. 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:



- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4f^{14}$; Siguiendo el orden de energía, después de los orbitales 3d no están los 4f. La configuración del átomo en estado fundamental será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.
- b) $1s^1 2s^2 2p^6$; hay un hueco en el orbital 1s. La configuración del átomo en estado fundamental será: $1s^2 2s^2 2p^5$.
- c) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2$; Los orbitales 2p están parcialmente ocupados y hay electrones en un nivel de energía superior. La configuración del átomo en estado fundamental será: $1s^2 2s^2 2p^5$.

55. Escribe la configuración electrónica de la plata y anota los conjuntos de números cuánticos que definen sus electrones del último nivel.

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



Los electrones del último nivel se encuentran en el orbital 5s. Sus números cuánticos son:

$$(5, 0, 0 + 1/2), (5, 0, 0, -1/2)$$

Nota: La configuración electrónica de la plata se hace siguiendo el diagrama de Moeller. Si el profesorado lo considera oportuno, puede explicar que la configuración real de este elemento es: $5s^1 4d^{10}$.

56. Escribe la configuración electrónica del silicio y determina cuántos electrones de este átomo tienen espín $-1/2$.

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



En cada orbital solo 1 de los electrones puede tener espín $-1/2$. Como los electrones que se encuentran en los orbitales 3p deben tener el mismo espín, en el Si tendrán espín $-1/2$, 6 u 8 electrones.

57. Escribe la configuración electrónica del bario y di cuántos electrones hay en este átomo que tengan número cuántico $l = 1$ y cuántos $l = 2$.

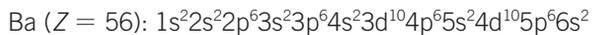
Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



- $l = 1$ indica que es un orbital de tipo p. Hay 24 electrones en orbitales p.
- $l = 2$ indica que es un orbital de tipo d. Hay 20 electrones en orbitales d.

58. Escribe la configuración electrónica del bario y di cuántos electrones hay en este átomo que tengan número cuántico $m = 1$.

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



$m = 1$ indica que $l \geq 1$.

Para el bario, uno de los orbitales p de cada nivel y uno de los orbitales d, tiene $m = 1$. En total hay 12 electrones con $m = 1$, ya que todos los orbitales de este tipo tienen 2 electrones.

59. Localiza en la tabla periódica actual los elementos que forman cada una de las tríadas de Dobereiner. ¿En qué se parecen esas localizaciones?

Grupo	2	16	17
Elemento	Calcio	Azufre	Cloro
Z	20	16	17
Elemento	Estroncio	Selenio	Bromo
Z	38	34	35
Elemento	Bario	Teluro	Yodo
Z	56	52	53

Los elementos de cada tríada ocupan posiciones seguidas en un mismo grupo de la tabla periódica actual.

60. Localiza algunos elementos de la tabla periódica que no cumplen la regla de ordenación de Mendeleiev.

Ar (masa = 39,9) y K (masa = 39,1); Co (masa = 58,9) y Ni (masa = 58,7); Te (masa = 127,6) y I (masa = 126,9); Hs (masa = 277) y Mt (masa = 268); Th (masa = 232) y Pa (masa = 231).

61. Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración del nivel de valencia de:

- a) Kr c) Ag e) Cu
b) Cs d) Ba f) Pb

	Kr	Cs	Ag	Ba	Cu	Pb
Grupo	18	1	11	2	11	14
Período	4	6	5	6	4	6
Configuración nivel de valencia	$4s^2 4p^6$	$6s^1$	$5s^2 4d^9$	$6s^2$	$4s^2 3d^9$	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$

62. En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración del nivel de valencia es:

- a) $2s^2 2p^4$ c) $3s^2 3p^6$ e) $1s^2$
 b) $6s^2 4f^{14} 5d^5$ d) $7s^1$ f) $4s^2 3d^{10}$

Configuración nivel de valencia	$2s^2 2p^4$	$6s^2 4f^{14} 5d^5$	$3s^2 3p^6$	$7s^1$	$1s^2$	$4s^2 3d^{10}$
Grupo	12	7	18	1	18	12
Período	2	6	3	7	1	4

63. Escribe la configuración electrónica del estroncio, predice su valencia y anota la configuración electrónica del ion estroncio.

Localizamos el número atómico del elemento y seguimos las reglas que se especifican en la página 90:



El Sr adquiere configuración de gas noble perdiendo los dos electrones del nivel de valencia, por tanto su valencia iónica es +2:



64. Un ion tiene carga +3 y la configuración electrónica del Ne. ¿De qué ion se trata?

Es un elemento que tiene 3 protones más que el Ne. Se trata del aluminio.

65. Explica por qué la mayoría de los elementos de transición tienen valencia +2.

La configuración del nivel de valencia de estos elementos es $ns^2 (n-1)d^x$. La mayoría se convierten en iones positivos perdiendo los dos electrones de su nivel de valencia; de ahí que actúen con valencia +2.

66. El hidrógeno forma hidruros, unos compuestos en los que forma el ion H^- , e hidrácidos, compuestos en los que forma el ion H^+ . ¿Cómo es posible?

El H tiene solo 1 electrón. Se puede comportar como todos los átomos que tienen un electrón en su nivel de valencia, perderlo y convertirse en ión H^{1+} . Si gana un electrón, el H adquiere la configuración que gas noble más próximo. El He, por tanto, puede comportarse como todos

los átomos a los que les falta un electrón para alcanzar la configuración de un gas noble y convertirse en un ion con valencia -1 (H^-).

67. ¿Por qué aumenta el tamaño de los átomos de un grupo a medida que lo hace su número atómico, si todos tienen el mismo número de electrones en su nivel de valencia?

Porque, a medida que aumenta el número atómico, el nivel de valencia se encuentra cada vez más alejado del núcleo.

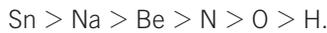
68. Ordena según su tamaño los siguientes átomos:

- a) H c) Be e) N
b) Sn d) Na f) O

El tamaño atómico es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	H	Sn	Be	Na	N	O
Z	1	50	4	11	7	8
Configuración nivel de valencia	$1s^1$	$5s^2 4d^{10} 5p^2$	$2s^2$	$3s^1$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$

Los elementos de más tamaño son los que tienen el nivel de valencia más alto, porque tienen los electrones de valencia más alejados del núcleo. Dentro del mismo periodo, tendrán menor tamaño los que tengan mayor número atómico, ya que su carga nuclear será mayor y atraerán con más fuerza a los electrones de valencia. El orden para estos elementos es:



Nota: de acuerdo con el valor real de esta propiedad el orden sería: $Na > Sn > Be > N > O > H$. Se escapa del nivel de conocimientos de este curso profundizar en la justificación de la secuencia exacta. Se mantiene un razonamiento coherente como lo estudiado en la unidad.

69. Se llaman especies isoelectrónicas las que tienen el mismo número de electrones. Comprueba que las siguientes son especies isoelectrónicas y ordénalas según su tamaño:

- a) S^{2-} c) Ar e) Ca^{2+}
b) Cl^- d) K^+ f) P^{3-}

	S^{2-}	Cl^-	Ar	K^+	Ca^{2+}	P^{3-}
Z	16	17	18	19	20	15
Número de electrones	18	18	18	18	18	18

Como todos tienen el mismo número de electrones, tendrán la misma configuración de valencia. El tamaño será menor cuanto mayor sea la carga nuclear, ya que eso hará que sea mayor la atracción del núcleo sobre los electrones de valencia. El orden para estas especies es:



70. ¿Por qué aumenta la energía de ionización de los átomos de un periodo a medida que aumenta su número atómico si todos tienen los electrones de valencia en el mismo nivel?

Todos los átomos de un mismo periodo tienen el mismo nivel de valencia. A medida que aumenta el número atómico, aumenta la carga nuclear, y con ello, la atracción que ejercen sobre esos electrones de valencia. Cuanto mayor es esa atracción, más difícil es arrancar los electrones de valencia y mayor es la energía de ionización.

71. Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su energía de ionización:

a) H b) Cs c) Be d) Na e) N

La energía de ionización es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	H	Cs	Be	Na	N
Z	1	55	4	11	7
Configuración nivel de valencia	1s ¹	6s ¹	2s ²	3s ¹	2s ² 2p ³

Los elementos de menor energía de ionización son aquellos a los que resulta más fácil arrancar los electrones de valencia. Dentro de un grupo, esto sucede cuanto mayor es el número atómico, ya que esos electrones están cada vez más alejados del núcleo. Dentro de un periodo, sucede cuanto menor es el número atómico, porque ejercerá menor atracción sobre los electrones de valencia. El orden para estos elementos es:



Nota: de acuerdo con el valor real de esta propiedad el orden sería: Cs < Na < Be < H < N. Se escapa del nivel de conocimientos de este curso profundizar en la justificación de la secuencia exacta. Se mantiene un razonamiento coherente como lo estudiado en la unidad

72. Explica por qué los gases nobles tienen energía de ionización anormalmente alta.

Los gases nobles tienen una configuración electrónica de capa cerrada que es muy estable. Perder un electrón significaría perder esta estabilidad, y por eso tienen una energía de ionización anormalmente alta.

73. Explica por qué los elementos que tienen baja energía de ionización tienen baja electronegatividad, y viceversa.

Los elementos que tienen baja energía de ionización se desprenden fácilmente de sus electrones de valencia, lo que indica que tendrán poca tendencia a atraer sobre sí los electrones de enlace; eso indica que tienen baja electronegatividad. Y viceversa.

74. Clasifica los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad:

a) H b) Cs c) Be d) Na e) N

La electronegatividad es una propiedad periódica. Para estudiarla en unos elementos hay que conocer su número atómico y su configuración de valencia:

	H	Cs	Be	Na	N
Z	1	55	4	11	7
Configuración nivel de valencia	1s ¹	6s ¹	2s ²	3s ¹	2s ² 2p ³

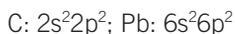
Los elementos más electronegativos son los que tienen mayor energía de ionización y mayor afinidad electrónica. Por tanto, son los que están en la parte superior y derecha de la tabla periódica, y viceversa. El orden para estos elementos es:



El H tiene una electronegatividad intermedia debido a que solo tiene 1 electrón de valencia y solo le falta otro electrón para alcanzar la configuración del gas noble He.

75. El plomo es uno de los metales que se conoce desde la antigüedad. Está en el grupo 14, que encabeza el carbono, un elemento no metálico que es el constituyente más importante de los compuestos orgánicos. Explica cómo es posible que el plomo y el carbono estén en el mismo grupo si uno es un metal y el otro un no metal.

El plomo y el carbono se encuentran en el mismo grupo (14) porque tienen la misma configuración de valencia:



Ambos tienen 4 electrones en su capa de valencia, lo que supone 4 electrones más que el gas noble anterior y 4 electrones menos que el gas noble siguiente. Como el nivel de valencia del plomo está mucho más alejado del núcleo que el del carbono, es más fácil perderlos y que tenga un comportamiento metálico. El C tiene una electronegatividad intermedia, por lo que más que ganar o perder electrones, compartirá electrones con otros átomos, manifestando un comportamiento no metálico.



NOTAS

