

El átomo y la tabla periódica

1

EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA

RECUERDO LO QUE SÉ

- ¿En qué periodo y grupo de la tabla periódica se encuentran el argón, el sodio y el oro?

	Periodo	Grupo
Argón	3	18
Sodio	3	1
Oro	6	11

- ¿Qué es un ion? ¿Cuáles de los elementos anteriores forman iones?
¿Qué carga eléctrica tienen esos iones?
 - Es un átomo o grupo de átomos en que el número total de electrones no coincide con el número total de protones.
 - Sodio (con facilidad) y oro (en circunstancias muy difíciles).
 - El sodio tiene carga eléctrica $1+$. El oro tiene $1+$ o $3+$.
- ¿Cuál de los elementos que se citan en el texto no forma iones?
¿Por qué no lo hace?
El argón, porque es muy estable.

INTERPRETO LA IMAGEN

La imagen muestra un trozo de sodio que entra en contacto con agua.

- ¿Describe con tus palabras lo que está ocurriendo.
El sodio reacciona químicamente con el agua.
- ¿Qué es el humo blanco que se genera?
¿Por qué aparecen llamas?
 - Es la condensación de vapor de agua y cristales de hidróxido de sodio en aerosol.
 - Por las elevadas temperaturas que se consiguen en la reacción.
- ¿Cuántos electrones tiene cada átomo de sodio que cae sobre el agua?
Cada átomo de sodio tiene 11, aunque en la reacción química interviene solo 1.
- ¿Cuántos electrones tiene cada átomo de sodio después de reaccionar con el agua?
¿En qué se ha transformado?
Tras la reacción cada átomo de sodio tiene 10. Tras la reacción es un ion sodio ($1+$).



- a) ${}^7_3\text{Li}$ b) ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ c) ${}^{12}_6\text{C}$ d) ${}^{56}_{26}\text{Fe}$

	${}^7_3\text{Li}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{56}_{26}\text{Fe}$
Nombre	Litio	Cloro	Carbono	Hierro
Z	3	17	6	26
A	7	35	12	56
N.º protones	3	17	6	26
N.º electrones	3	17	6	26
N.º neutrones	4	18	6	30

-

- a) $Z = 5$ b) $Z = 49$ c) $Z = 10$ d) $Z = 53$

[illegible]

- 11

EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA

- b) $Z = 49$, indio. Periodo 5, grupo 13. Es metal.
- c) $Z = 10$, neón. Periodo 2, grupo 18. Es no metal.
- d) $Z = 53$, yodo. Periodo 5, grupo 17. Es no metal.

4 Escribe la configuración electrónica de los elementos:

- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| a) Ca | c) Cs | e) I | g) Al |
| b) Sn | d) N | f) Fe | 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, $Z = 55$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$.
 - 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) Fe, $Z = 26$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$.
 - g) Al, $Z = 13$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
 - h) Xe, $Z = 54$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$.

5 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) $1s^2 2p^2 3d^2$ |
- a) Hay libre un subnivel de menor energía. $1s^2 2s^2 2p^1$.
 - b) Hay libres dos niveles de menor energía. $1s^2 2s^1$.
 - c) Hay libre un subnivel de menor energía. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$.
 - d) Hay libre un subnivel de menor energía. $1s^2 2s^2 2p^2$.

6 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) $1s^2 2s^2 2p^5$ |
| b) $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2$ | d) $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1$ |
- a) Excitado. Hay varios subniveles de menor energía libres.
Su estado fundamental será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
 - b) Imposible. No hay espacio para 7 electrones en un subnivel p.
El estado fundamental para un átomo con 13 electrones es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
 - c) Corresponde con un átomo en su estado fundamental.
 - d) Excitado. Hay un estado en el subnivel 2s libre.
Su estado fundamental será: $1s^2 2s^2 2p^6$.

- 7 Escribe la configuración electrónica del cloro, predice su valencia y haz la configuración electrónica del ion cloro.

La configuración electrónica de un átomo de cloro en su estado fundamental es: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

Su valencia será previsiblemente -1 .

La configuración electrónica de un ion cloruro es: $[\text{Ar}]$.

- 8 Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración de la capa de valencia de:

a) Ar

b) Ga

c) Sn

d) Ba

	Z	Grupo	Periodo	Configuración abreviada
Ar	18	18	3	$[\text{Ar}]$
Ga	31	13	4	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$
Sn	50	14	5	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2 (5p^1 5p^1)$
Ba	56	2	6	$[\text{Xe}] 6s^2$

- 9 Un ion tiene carga -3 y la configuración electrónica del Ne, ¿de qué ion se trata?

Con carga eléctrica -3 tiene 3 electrones de más. En la corteza del neón hay 10 electrones.

Estamos buscando un elemento con el número atómico $Z = 7$, el nitrógeno.

Al ser la carga -3 , se trata del ion nitruro.

- 10 En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración de la capa de valencia es:

a) $5s^2$

b) $4s^2 3d^5$

c) $3s^2 3p^2$

d) $4s^2 4p^6$

a) Grupo 2. Periodo 5.

c) Grupo 14. Periodo 3.

b) Grupo 7. Periodo 4.

d) Grupo 18. Periodo 4.

- 11 ¿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 la misma capa?

En un periodo, los electrones de valencia se sitúan en orbitales de la misma capa.

Pero a medida que aumenta Z , aumenta el número de protones del núcleo, y con ello la atracción del núcleo sobre los electrones, lo que hace que se aproximen, y por eso disminuye el tamaño de los átomos.

- 12 Ordena según su tamaño los siguientes átomos: Si; Ca; F; O; Rb; Al.

– En los grupos el radio atómico (RA) aumenta al aumentar el número atómico.

– En los periodos el radio atómico disminuye al aumentar el número atómico.

(menor RA)

$F < O < Si < Al < Ca < Rb$

(mayor RA).

EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA

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

En un grupo, a medida que aumenta el número atómico, aumenta el número de capas y el tamaño del átomo. En consecuencia, los electrones de valencia están cada vez más alejados del núcleo y es más fácil arrancarlos (se requiere menos energía).

- 14** Ordena los siguientes elementos en orden creciente de energía de ionización:

Si; Ca; F; O; Rb; Sr.

– En los grupos la energía de ionización (E_I) disminuye al aumentar el número atómico.

– En los periodos la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico.

(menor E_I) $Rb < Ca < Sr < Si < O < F$ (mayor E_I).

- 15** Ordena de forma razonada los siguientes elementos según el valor creciente de su afinidad electrónica: I; F; N; O; Cl; Br.

Influyen la tendencia a alcanzar la configuración electrónica de gas noble, el número de capas y el número de cargas positivas en el núcleo.

(menor AE) $N < O < I < Br < Cl < F$ (mayor AE).

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

La electronegatividad está relacionada con la energía de ionización, ya que los átomos de un elemento serán más electronegativos cuanto más dificultad tengan para perder electrones (mayor energía de ionización).

- 17** Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad y justifica tu respuesta: Si; Ca; F; O; Rb.

Cuanto más arriba y a la izquierda se sitúa un elemento en la tabla periódica, mayor es el valor de su electronegatividad (EN), y viceversa.

(menor EN) $Rb < Ca < Si < O < F$ (mayor EN).

- 18** Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su carácter metálico:

Si; Ca; F; O; Rb; Ga.

– En los grupos el carácter metálico aumenta al aumentar el número atómico.

– En los periodos el carácter metálico aumenta al aumentar el número atómico.

(menos metálico) $F < O < Si < Ga < Ca < Rb$ (más metálico).

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

El carácter metálico es la tendencia a formar iones positivos. Habría que retirar electrones para dejar al descubierto una configuración electrónica de capa exterior de gas noble $ns^2 np^6$.

- 20 Teniendo en cuenta que los metales conducen la electricidad y los no metales no, explica por qué el carbono, en su forma diamante, es aislante; el silicio y el germanio se utilizan en la industria electrónica como semiconductores; y el estaño y el plomo son materiales conductores.

La capa de valencia de los elementos en ese grupo tienen una configuración en el estado fundamental: $ns^2 np^2$.

El carbono en la forma diamante no tiene electrones con movilidad. Estos están restringidos a cada enlace por la alta electronegatividad del elemento.

El silicio y el germanio tienen más capas de electrones. Esto reduce la electronegatividad, lo que permite la movilidad de los electrones de valencia en ciertas condiciones.

Para el estaño y el plomo hay muchas capas electrónicas y los electrones de valencia tienen mayor movilidad.

ACTIVIDADES FINALES

Estructura del átomo

- 21 Explica cómo se obtienen el espectro de emisión y el espectro de absorción de una sustancia.

¿Por qué el espectro de absorción de los átomos de un elemento químico es complementario de su espectro de emisión?

Un espectro recoge en una placa fotográfica o en una pantalla las distintas frecuencias de la radiación electromagnética. Para la luz visible es posible separar estas frecuencias con un prisma.

Para obtener un **espectro de emisión**. Se excita la muestra, por ejemplo, poniéndola a una llama o someténdola a una descarga eléctrica. Cuando los átomos de la muestra vuelven al estado fundamental o de reposo liberan energía emitiendo las radiaciones que analizamos en su espectro de emisión.

Para obtener un **espectro de absorción**. Iluminamos la muestra con luz blanca y recogemos la luz que atraviesa la muestra. Contendrá todas las radiaciones de la luz blanca, menos las que han sido absorbidas por los átomos de la muestra.

Según el modelo atómico de Böhr, los electrones de un átomo se disponen en capas o niveles de energía.

Para que un electrón pase de una órbita interna a otra exterior tiene que absorber una cantidad de energía muy concreta. Esta energía la proporciona un fotón determinado que contiene exactamente la diferencia de energía entre esas dos órbitas.

Cuando el electrón con exceso de energía pasa de una órbita exterior a otra interior, libera la energía que le sobra en forma de fotón. La energía de este fotón es exactamente la diferencia de energía entre ambas órbitas.

Esto explica por qué el espectro de emisión es complementario del espectro de absorción.

EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA

- 22 Con frecuencia se utilizan los espectros atómicos para identificar los elementos químicos que hay en una muestra.

Basándote en lo que sabes de los modelos atómicos explica por qué se dice que el espectro es la huella dactilar de un elemento químico.

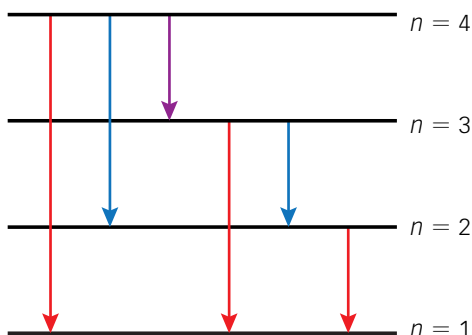
Según el modelo atómico de Böhr, los electrones de un átomo se disponen en capas o niveles de energía. Y la energía de un electrón en una órbita depende de la carga del núcleo y de la órbita en que se encuentre.

Así pues, la energía de un electrón de un átomo de Na en su órbita 3 es diferente de la energía de un electrón de un átomo de Al en su órbita 3. La energía que absorbe un electrón de un átomo de Na al pasar de la órbita 3 a la 4 será diferente a la que absorbería si fuese de Al.

Esto explica por qué el espectro de un elemento sirve para identificarlo como una huella dactilar a las personas.

- 23 Se ha excitado una muestra de hidrógeno de forma que en todos los átomos el electrón ha pasado hasta el nivel de $n = 4$.

¿Cuántas líneas tendrá su espectro de emisión, según el modelo de Böhr?



En el espectro de emisión se detectarán 6 rayas.

- 24 Escribe la configuración electrónica de:

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) Ar | c) Sm | e) Cu |
| b) Ru | d) Hg | f) U |

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

b) Ru, $Z = 44$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^6$.

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

d) Hg, $Z = 80$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^{10} 4f^{14}$.

e) Cu, $Z = 29$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$.

f) U, $Z = 92$. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^6 7s^2 6d^1 5f^3$.

- 25 Estudia el estado de los átomos según las configuraciones electrónicas que presentan:

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

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

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

¿Qué átomos están en su estado fundamental?

- a) Con 11 electrones ($Z = 11$) se trata del sodio, Na. Se encuentra en estado excitado, la configuración electrónica en el estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
- b) Con 15 electrones ($Z = 15$) se trata del fósforo, P. **Se encuentra en estado fundamental.**
- c) Con 40 electrones ($Z = 40$) se trata del circonio, Zr. Es una configuración electrónica imposible, pues en el subnivel d no caben más que 10 electrones. La configuración electrónica correcta en el estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$.

26 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) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4f^{12}$
- b) $1s^1 2s^2 2p^6$
- c) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2$
- a) Con 42 electrones ($Z = 42$) se trata del molibdeno, Mo. Esta configuración muestra 12 electrones excitados en el subnivel 4f, la configuración electrónica en el estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$.
- b) Con 9 electrones ($Z = 9$) se trata del flúor, F. Esta configuración muestra 1 electrón excitado en el subnivel 2p, la configuración electrónica en el estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p^5$.
- c) Vuelve a ser el flúor, F, con 9 electrones ($Z = 9$). Esta configuración muestra 2 electrones excitados en el subnivel 3s, la configuración electrónica en el estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p^5$.

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

- a) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^5$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
- c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^4$
- a) Con 16 electrones ($Z = 16$) se trata del azufre, S. Esta configuración muestra un hueco libre en 2p con algún electrón **excitado** en 3p. La configuración electrónica en el estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
- b) Con 33 electrones ($Z = 33$) se trata del arsénico, As. Esta configuración electrónica corresponde al estado **fundamental**.
- c) Con 17 electrones ($Z = 17$) se trata del cloro, Cl. Esta configuración muestra 3 electrones en el subnivel 2s, esta configuración es **imposible**. La configuración en el estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA

- 28** Escribe la configuración electrónica del silicio y determina cuántos electrones tiene con el mismo espín.

Con 14 electrones el silicio, Si ($Z = 14$), tiene una configuración electrónica en el estado fundamental: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ($3p^1 3p^1$).

	s	p				
1	2		↑↓			
2	2	6	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
3	2	2	↑↓	↑	↑	

Hay 6 parejas de electrones con espines opuestos y dos electrones desapareados. Así que hay 6 electrones con el spin en un sentido y otros 8 en el sentido contrario.

- 29** 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.

- 30** El hidrógeno forma hidruros, unos compuestos en los que forma el ion H^{1-} ; e hidrácidos, compuestos en los que forma el ion H^{1+} . ¿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 catión H^{1+} .

Además, el H tiene tendencia a adquirir la configuración que gas noble más próximo, el He, ganando un electrón. Por tanto, puede comportarse como otros átomos a los que les falta solo un electrón para alcanzar la configuración de un gas noble y convertirse en un anión con valencia -1 (H^{1-}).

- 31** El hidrógeno tiene configuración $1s^1$, similar a la configuración de valencia de los elementos del grupo 1 y, como ellos, forma el ion $+1$. El helio tiene configuración $1s^2$, similar a la configuración de valencia de los elementos del grupo 2.

¿Forman los átomos de helio, como ellos, iones con dos cargas positivas, es decir, iones $+2$? Justifica tu respuesta.

No. La tendencia de los átomos al formar iones es a adquirir la configuración que gas noble más próximo. El He es un gas noble. Ya tiene esa configuración electrónica, no tendrá tendencia a perderla.

- 32** Se llaman especies isoelectrónicas las que tienen el mismo número de electrones. Comprueba en tu cuaderno que las siguientes son especies isoelectrónicas.

a) O^{2-} b) F^{1-} c) Ne d) Na^{1+} e) Al^{3+} f) Mg^{2+}

a) O, $Z = 8$. O^{2-} , añade 2 electrones. En total tiene 10 electrones.
Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$.

b) F, $Z = 9$. F^{1-} , añade 1 electrón. En total tiene 10 electrones.
Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$.

- c) **Ne**, $Z = 10$. En total tiene 10 electrones. Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$.
- d) **Na**, $Z = 11$. **Na⁺**, retira 1 electrón. En total tiene 10 electrones.
Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$.
- e) **Al**, $Z = 13$. **Al³⁺**, retira 3 electrones. En total tiene 10 electrones.
Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$.
- f) **Mg**, $Z = 12$. **Mg²⁺**, retira 2 electrones. En total tiene 10 electrones.
Su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Tabla periódica y propiedades

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

Los elementos de cada tríada ocupan posiciones seguidas en un mismo grupo de la tabla periódica actual. Primera tríada: calcio, estroncio y bario.

Segunda tríada: cloro, bromo y yodo. Tercera tríada: azufre, selenio y telurio.

[illegible]

34 Localiza los elementos de la tabla periódica que no cumplen la regla de ordenación de Mendeleiev.

Ar ($Z = 18$, masa = 39,9) y K ($Z = 19$, masa = 39,1);

Co ($Z = 27$, masa = 58,9) y Ni ($Z = 28$, masa = 58,7);

Te ($Z = 52$, masa = 127,6) y I ($Z = 53$, masa = 126,9).

35 Escribe la configuración electrónica de los elementos de $Z = 12, 38, 5, 43, 55, 60$ y 81 .
A la vista de la configuración, determina cuáles pertenecen al mismo grupo y cuáles al mismo periodo.

$$Z = 12: [\text{Ne}] 3s^2$$
$$Z = 43: [\text{Kr}] 5s^2 4d^5$$
$$Z = 60: [\text{Xe}] 6s^2 5d^1 4f^3$$
$$Z = 38: [\text{Kr}] 5s^2$$
$$Z = 55: [\text{Xe}] 6s^1$$
$$Z = 81: [\text{Xe}] 6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^1$$
$$Z = 5: [\text{He}] 2s^2 2p^1$$

Coinciden en el mismo grupo: $Z = 12$ y 38 , ns^2 del grupo 2; $Z = 5$ y 81 , $ns^2 np^1$, del grupo 13.

Coinciden en el mismo periodo: $Z = 38$ y 43 , del periodo 5; $Z = 55, 60$ y 81 , del periodo 6.

- 36** Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración de la capa de valencia de los siguientes elementos:

● Kr ● Cs ● Ag ● Ba ● Cu ● Pb

[illegible]

Kr, periodo 4, grupo 18: $4s^2 4p^6$.

Ba, periodo 6, grupo 2: $6s^2$.

Cs, periodo 6, grupo 1: $6s^1$.

Cu, periodo 4, grupo 11: $4s^2 3d^9$.

Aq, periodo 5, grupo 11: $5s^2 4d^9$.

Pb, periodo 6, grupo 14: $6s^2 6p^2$.

- 37** En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración de la capa 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) $4s^2 3d^{10}$

a) Grupo 16, periodo 2.

d) Grupo 1, periodo 7.

b) Grupo 7, periodo 6.

e) Grupo 18, periodo 1.

c) Grupo18, periodo 3.

f) Grupo 12, periodo 4.

- 38** ¿Por qué aumenta el tamaño de los átomos de un grupo a medida que aumenta su número atómico si todos tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia?

Porque, a medida que aumenta el número atómico, el nivel de valencia se encuentra cada vez más alejado del núcleo y las capas internas apantallan la carga positiva del núcleo. Estos dos factores reducen la atracción electrostática.

- 39 Ordena según su tamaño los siguientes átomos:

● H ● Sn ● Be ● Na ● N ● 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 capa 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:

(menor RA) $H < O < N < Be < Na < Sn$ (mayor RA).

Nota: de acuerdo con el valor real de esta propiedad, el orden sería: $H < O < N < Be < Sn < Na$. 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.

40 Compara la definición de energía de ionización y la de afinidad electrónica y señala las analogías y las diferencias.

Se llama energía de ionización, EI (o potencial de ionización, PI), a la energía que hay que comunicar a un átomo aislado (en estado gaseoso) para arrancar un electrón exterior de su capa de valencia. Se mide en kJ/mol.

Se llama afinidad electrónica (AE) a la mínima energía que cede o desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. Se mide en kJ/mol.

Analogías: ambas definiciones se refieren al intercambio de energía para cambios ocurridos en la capa de valencia, ambos se miden en kJ/mol y los átomos deben estar en estado gaseoso.

Diferencias: en la energía de ionización el átomo pierde un electrón mientras que en la afinidad electrónica el átomo lo gana.

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

• H • Cs • Be • Na • N

- En los grupos la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico.
- En los periodos la energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico.

(menor EI) $Cs < Na < Be < H < N$ (mayor EI).

42 Explica por qué los gases nobles tienen energía de ionización muy alta.

Los gases nobles son los últimos elementos de un periodo, con mayor número atómico. Los electrones de valencia se sitúan en orbitales de la misma capa. A medida que aumenta el número atómico aumentan las cargas positivas del núcleo y disminuye el tamaño del átomo. Por todo eso aumenta la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones de valencia. Como consecuencia tienen la energía de ionización alta.

EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA

43 Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad:

• H • Cs • Be • Na • N

(menor *EN*)

Cs < Na < Be < H < N

(mayor *EN*).

44 A veces se dice que los elementos metálicos son electropositivos, para indicar que son muy poco electronegativos. Justifica esta afirmación.

Los metales dan lugar fácilmente a cationes (iones con carga positiva). Así que en los enlaces llegan incluso a perder electrones.

45 El plomo es un metal que se conoce desde la Antigüedad. Se sitúa en la tabla periódica 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 es un no metal.

Los elementos en un mismo grupo tienen la misma configuración de la capa de valencia. En este caso, ns^2np^2 .

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 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.

46 Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:

Mg, Te, As y Rn

Indica a qué grupo y a qué periodo de la tabla periódica pertenecen y cuál será su valencia iónica.

	Z	Grupo	Periodo	Configuración abreviada	Valencia iónica
Mg	12	2	3	[Ne] 3s ²	2+
Te	52	16	5	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴	2—
As	33	15	4	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 5p ³	3—
Rn	86	18	6	[Rn]	0

47 Los elementos químicos P, S, Cl, Ar, K y Ca ocupan lugares consecutivos en la tabla periódica. No obstante, tienen un comportamiento químico diferente.

a) Estudia la valencia iónica de cada uno de estos elementos.

b) Ordena según su tamaño las especies que resultan de que los átomos de estos elementos se conviertan en iones.

a)

	Z	Configuración abreviada	Valencia iónica
P	16	[Ne] $3s^2 3p^3$	3—
S	16	[Ne] $3s^2 3p^4$	2—
Cl	17	[Ne] $3s^2 3p^5$	1—
Ar	18	[Ar]	0
K	19	[Ar] $4s^1$	1+
Ca	20	[Ar] $4s^2$	2+

b)

	Z	Configuración abreviada	Configuración
P	16	P^{3-}	[Ar]
S	16	S^{2-}	[Ar]
Cl	17	Cl^-	[Ar]
Ar	18	No forma iones.	[Ar]
K	19	K^+	[Ar]
Ca	20	Ca^{2+}	[Ar]

Todos tienen 18 electrones en su corteza. Los diferencia el número de cargas positivas en el núcleo. Será más eficaz la atracción electrostática cuanto más carga positiva haya en el núcleo. Por eso el orden de menor a mayor es:

$$(menor R) \quad P < S < Cl < K < Ca \quad (mayor R).$$

El argón no se ioniza, por eso no se considera en la comparativa de tamaños entre iones.

48 Explica por qué la mayoría de los elementos de transición forman cationes de carga eléctrica +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 capa de valencia más externa ns^2 ; de ahí que actúen con valencia +2.

