



## UD. 2 SISTEMA PERIÓDICO

### 1. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

**Configuración electrónica** es la distribución ordenada de electrones de menor a mayor energía en niveles y subniveles energéticos.

[El nivel energético viene determinado por el número cuántico principal, el subnivel energético por el número cuántico secundario y cada uno de estos subniveles tienen distinto número de orbitales, siendo en los orbitales donde están los átomos]

Las reglas para realizar esta distribución son:

**Principio de exclusión de Pauli:** en un átomo no pueden existir dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales entre sí.

Por lo tanto, en el mismo orbital solo pueden existir, como máximo, dos electrones que tendrán los 3 primeros números cuánticos iguales ( $n$ ,  $l$ ,  $m$ ) y el último diferente ( $s$ ).

A partir de este principio se puede conocer el número de electrones que cabe en cada grupo de orbitales:

subnivel  $s$  → 1 orbital:  $2 e^-$

subnivel  $p$  → 3 orbitales degenerados (de igual energía):  $6 e^-$

subnivel  $d$  → 5 orbitales degenerados:  $10 e^-$

subnivel  $f$  → 7 orbitales degenerados:  $14 e^-$

**Principio de Aufbau:** Este principio lo forman el principio de mínima energía y el de máxima multiplicidad de Hund.

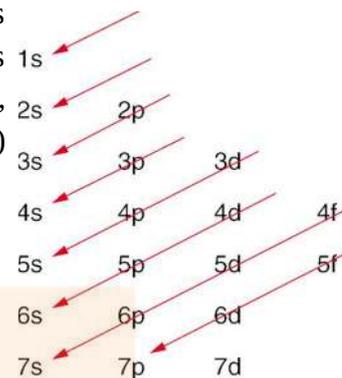
**Principio de mínima energía (orden energético creciente):** Los electrones van ocupando los orbitales empezando por el de menor energía (el que está más cerca del núcleo) y terminando por el de mayor.

Para la mayoría de los elementos, se cumple que los valores relativos de energía se pueden obtener al sumar los 2 primeros números cuánticos, de forma que cuanto mayor sea  $(n + l)$ , mayor será la energía del orbital; a igualdad de valores  $(n + l)$  tendrá menor energía el de menor  $n$ .

Esta regla se resume en el *diagrama de Möller*.

Entre los orbitales  $5s$  ( $5+0$ )  $4p$  ( $4+1$ ) y  $3d$  ( $3+2$ ), donde en todos  $n+l = 5$ , el orden energético de esos orbitales es:

$$3d < 4p < 5s$$



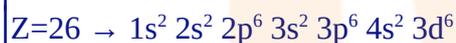
**Regla de máxima multiplicidad de Hund:** Si en el llenado de orbitales los electrones tienen que ocupar orbitales con el mismo valor de  $l$  pero distinto valor de  $m$ , se colocan de manera que su desapareamiento sea el mayor posible, entrando en los orbitales con sus spines paralelos.

Teniendo en cuenta estas condiciones, *el número total de electrones en cada nivel energético es de  $2n^2$* , siendo  $n$  el número cuántico del nivel.

### Ejemplo 1

Determina la configuración electrónica del elemento químico con  $Z=26$  e indica los 4 números cuánticos del electrón diferenciador.

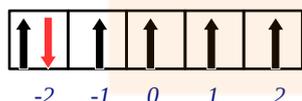
Aplicando el principio de exclusión de Pauli y el orden de llenado de los orbitales, la configuración electrónica es:



El electrón diferenciador es el último que entra en la configuración electrónica. Si nos fijamos en la misma, el último electrón que entra lo hace en un orbital  $d$  y es el sexto de los 10 que caben. Para determinar sus números cuánticos tenemos que tener en cuenta el principio de máxima multiplicidad de Hund y el orbital en el que entra:

Por ser  $3d$ :  $n \rightarrow 3$  y  $l \rightarrow 2$

Para calcular  $m$  y  $s$  dibujamos los orbitales y colocamos los electrones:



Como el electrón diferenciador entra en el primer orbital, el número cuántico  $m$  toma el valor de  $-2$ . Para determinar el spin, tomamos como convenio que el primer electrón que entra en el orbital tiene spin  $+1/2$ , como el diferenciador ha entrado el segundo, el número cuántico  $s$  es  $-1/2$ .

Por lo que los números cuánticos del electrón son:  $(3, 2, -2, -1/2)$

## 2. CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

[La primera clasificación de los elementos químicos la realizó Lavoisier separando los que tenían carácter metálico de los que no.

Hasta el siglo XIX no surgen las primeras ideas para ordenar a los elementos teniendo en cuenta el concepto de propiedades periódicas: las triadas de Dobereiner (1829), la ley de las octavas de Newlands (1864) y posteriormente Chancourtois (1862) desarrolla la hélice telúrica].

El sistema periódico actual tiene como base la clasificación periódica ideada por Mendeleiev y Meyer a mediados de la segunda mitad del siglo XIX.

Independientemente uno del otro, clasificaron los elementos conocidos en orden creciente de su masa atómica y notaron que varias propiedades físicas o químicas variaban de forma periódica.

La tabla de Mendeléiev constaba inicialmente de doce filas horizontales (periodos) y ocho columnas verticales (grupos) que, en relación a la clasificación actual, presentaba los elementos bastante mezclados entre sí.

Uno de los mayores éxitos de Mendeleiev fue que dejó algunos huecos en la tabla periódica que pertenecían a elementos que no se habían descubierto y predijo las masas y propiedades de los mismos. El descubrimiento pocos años después del galio, el escandio y el germanio, y la comprobación de que sus propiedades coincidían con las pronosticadas por Mendeleiev, fueron la confirmación de esta clasificación periódica.

Row	Group I R <sub>2</sub> O	Group II RO	Group III R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Group IV RH <sub>4</sub> RO <sub>2</sub>	Group V RH <sub>3</sub> R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Group VI RH <sub>2</sub> RO <sub>3</sub>	Group VII RH R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Group VIII RO <sub>x</sub>
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9.4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Dl = 138	?Ce = 140				
9								
10			?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184		Cs = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12				Th = 231		U = 240		

No obstante, presentaba algunos defectos:

- El hidrógeno no tenía un lugar adecuado, pues por sus propiedades físicas o químicas podría ir con los halógenos o con los alcalinos.
- Algunas parejas de elementos debían colocarse en orden inverso al de sus masas atómicas crecientes si se pretendía mantener la correspondencia de propiedades en su columna (por ejemplo: cobalto-níquel)
- No se había previsto sitio en la tabla para los lantánidos ni para los actínidos.
- No existía una separación clara entre metales y no metales.

## 3. SISTEMA PERIÓDICO ACTUAL.

La clasificación periódica actual surge a principios del siglo XX y fue ideada por Moseley, quien a principios del siglo XX observó que los valores de las frecuencias de absorción de los espectros de rayos X de los elementos conocidos seguían un orden determinado que era función del número atómico (Z) de dichos elementos.

A la vista de la importancia del número atómico en la estructura de los átomos, se pasó a clasificar a los elementos en orden creciente de sus números atómicos, y no de sus masas atómicas.

A partir de esa idea surge el sistema periódico actual, que consta de 18 columnas o grupos y siete



transición, debidas generalmente a pequeñas diferencias de energía entre los orbitales más externos: **siempre que se consigan orbitales llenos o semillenos alterando el orden de llenado, aparecerá una de estas excepciones.**

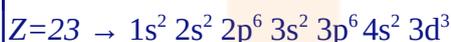
### **Ejemplo 2.**

*Determina mediante la configuración electrónica la posición de los elementos con  $Z=19$  y  $Z=23$ .*

Realizamos la configuración electrónica de los elementos aplicando el principio de exclusión de Pauli y el de Aufbau:



Como el número cuántico principal más grande es el 4, el elemento en cuestión pertenece al 4º periodo y como el último electrón entra en  $s^1$ , el elemento pertenece a la columna 1 a los alcalinos. Es el potasio (K).



Como el número cuántico principal más grande es el 4, el elemento en cuestión pertenece al 4º periodo y como el último electrón entra en  $d^3$ , el elemento pertenece a la 3ª columna de los elementos de transición. Es el vanadio (V).

## **5. DETERMINACIÓN DEL ESTADO DE OXIDACIÓN**

La gran estabilidad que presentan los gases nobles se debe a que su estructura electrónica tiene la capa completa ( $ns^2np^6$ ).

Los demás elementos tienen tendencia a ganar, perder o compartir electrones a fin de conseguir una estructura de gas noble, que es la de mínima energía y, por tanto, la de mayor estabilidad. El número de electrones que gana o pierde será el estado de oxidación más estable. Las otras pérdidas o ganancias de electrones que originen una configuración electrónica de orbitales llenos o semillenos o que vacíen orbitales serán el resto de estados de oxidación del elemento.

### **Ejemplo 3**

*Determina el estado de oxidación más estable y el resto de los estados de oxidación del fósforo ( $Z=15$ )*

Primeramente hacemos la configuración electrónica:



Para llegar a la configuración de gas noble puede ganar 3 electrones o perder 5. Al ser más fácil ganar 3 (implica menor número de electrones), el estado de oxidación más estable es el 3-.

El resto de los estados de oxidación son: +5 al perder los 5 electrones y llegar a la situación de gas noble, +3 si pierde los 3 electrones situados en el orbital  $3p$  (generando que todos los orbitales estén llenos) y +1 si pierde un electrón del orbital  $3s$  (quedando dicho orbital semilleno)

## 7. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Para justificar estas propiedades se va a emplear la ley de Coulomb:  $F = K \frac{q \cdot Q}{r^2}$  porque el núcleo, al tener carga positiva, ejerce atracción electrostática hacia los electrones, de carga negativa. Aunque en los átomos polielectrónicos, los protones del núcleo no atraen con la misma intensidad a cada electrón del átomo. A la fuerza de atracción que ejercen los protones sobre un electrón determinado hay que restar la acción repulsiva de los electrones que están entre el núcleo y el electrón en cuestión. Este fenómeno se denomina **apantallamiento**. Teniendo en cuenta este fenómeno, es más correcto hablar de carga nuclear efectiva que de carga del núcleo:

**Carga nuclear efectiva ( $Z_{\text{eff}}$ ):** se define como la diferencia entre la carga nuclear neta ( $Z$ ) y la constante del efecto pantalla  $s$ , y se puede entender como la fuerza real de atracción del núcleo sobre un electrón en concreto.

$$Z_{\text{eff}} = Z - s$$

Las propiedades periódicas, junto con sus variaciones son las siguientes:

**Energía o potencial de ionización:** se define como la energía mínima que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón más externo, transformándolo en un catión gaseoso monopositivo.



La energía necesaria para arrancar un segundo electrón al átomo ya ionizado se denomina **segunda energía de ionización** y de una manera análoga podemos definir las sucesivas energías de ionización ( $EI_2, EI_3 \dots$ ).

Estas energías son cada vez mayores, puesto que a medida que desaparecen los electrones más externos, la atracción del núcleo hacia los electrones restantes aumenta y por lo tanto se necesita más energía para arrancarlos.

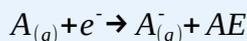
### Variación de la energía de ionización.

Acorde va aumentando el número atómico en un periodo, los electrones van entrando en el mismo nivel energético pero su distancia al núcleo disminuye ligeramente, puesto que la atracción electrostática núcleo-último electrón va siendo cada vez mayor al presentar el núcleo cada vez más carga. Debido a esa mayor atracción, se necesita mayor energía (de ionización) para arrancar el electrón.

Si en un grupo nos desplazamos aumentando el valor de  $Z$ , los electrones entran cada vez en niveles más alejados del núcleo, por lo que se necesita menos energía para arrancar el electrón.

(En la ley de Coulomb, influye más la distancia que la carga porque la contribución de la distancia está al cuadrado).

**Afinidad electrónica o electroafinidad:** se define como la energía liberada cuando un átomo gaseoso neutro y en su estado fundamental captura un electrón y forma un ion mononegativo



### Variación de la afinidad electrónica.

Los valores experimentales obtenidos para esta propiedad son bastante caóticos y desordenados en relación con la ordenación periódica, aunque se aprecian algunos patrones: en muchos casos se observa que disminuye a medida que se baja en los grupos, pues al aumentar la distancia al núcleo es menor la atracción de este sobre el electrón libre. Al ir avanzando en los periodos se da una cierta tendencia al incremento de la energía requerida en este proceso, pues la atracción núcleo-electrón aumenta.

**Electronegatividad:** se define como la tendencia que tiene un elemento para atraer hacia sí el par electrónico del enlace compartido con otro.

Las electronegatividades no pueden medirse si no es de forma comparativa entre las capacidades de los elementos. Existen varias escalas relativas, siendo la más empleada la de Pauling, que relaciona la electronegatividad con las energías de enlace.

El flúor es el elemento más electronegativo y el cesio es el menos electronegativo.

### Variación de la electronegatividad

Todo elemento con afinidad electrónica elevada, tendrá también el valor de su electronegatividad alto, pues intentará ganar electrones para conseguir tener el octeto completo; por tanto, ésta aumentará en un periodo al aumentar el número atómico y disminuirá en un grupo al aumentar Z.

### Radio atómico:

Se considera **radio atómico de los metales** a la mitad de su distancia internuclear.

El **radio atómico de los no metales** se considera como la mitad de la longitud de enlace molecular..

### Variación del radio atómico

Los radios disminuyen al aumentar el número atómico en un periodo, pues aumenta el número de protones en el núcleo y por lo tanto los electrones más externos, que están prácticamente a la misma distancia porque van ocupando el mismo nivel energético, se ven más atraídos por el núcleo.

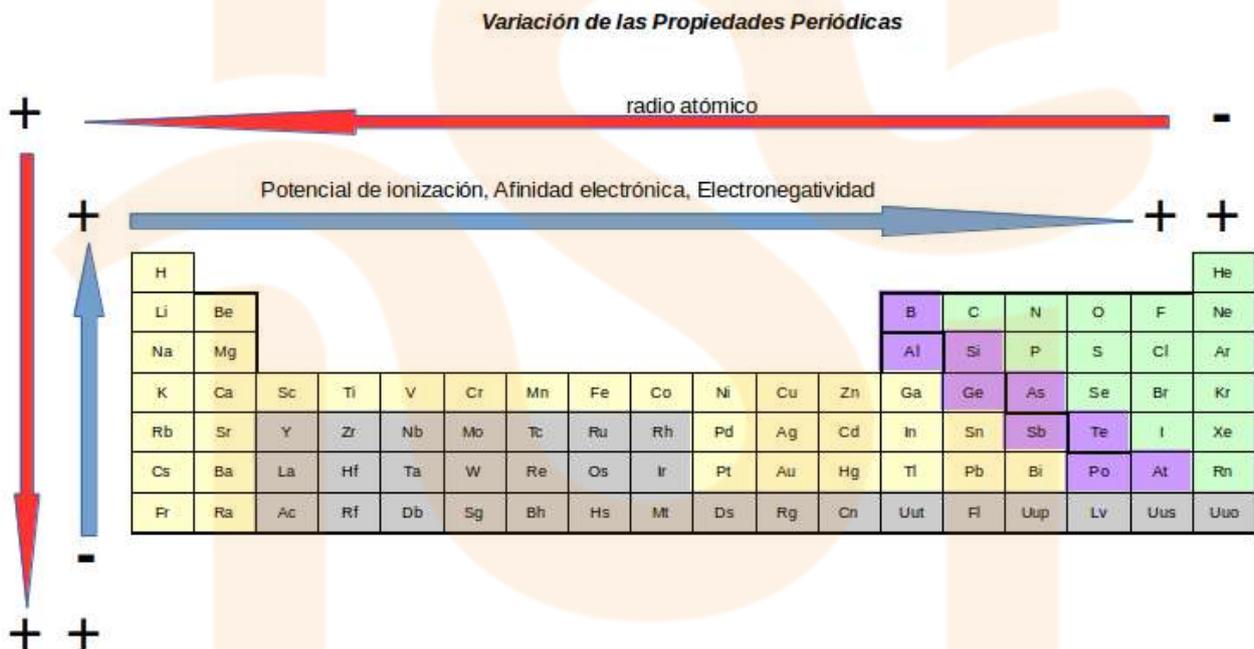
En un grupo, el radio aumenta al aumentar Z, pues los electrones entran en niveles energéticos más externos.

También se puede estudiar la variación del **radio iónico**:

Los **cationes** tendrán un radio menor que el del átomo neutro, pues tienen igual número de protones que él, pero menos electrones, por lo que éstos se sentirán más atraídos por el núcleo y la nube electrónica se contraerá. Esta contracción será mayor a mayor carga positiva del ion.

Los **aniones** tendrán un radio mayor que el del átomo neutro, pues al ganar electrones, ocurrirá una expansión de la nube electrónica propiciada por la mayor repulsión interelectrónica. Esta expansión será mayor cuanto mayor sea la carga negativa del ion.

Para iones derivados de elementos de diferentes grupos, la comparación solo tiene significado si se trata de iones isoelectrónicos (mismo número de electrones); en este caso, dentro de un periodo, tanto los radios catiónicos como los aniónicos disminuyen a medida que aumenta Z, pues para el mismo número de electrones hay más protones en el núcleo y la contracción de la nube electrónica es mayor.



**RELACIÓN DE PROBLEMAS**

1. ¿cuál o cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli:  $1s^2 3s^1$  ;  $1s^2 2s^2 2p^7$  ;  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3$  ;  $1s^2 2s^2 2p^1$  .
2. Ordena los subniveles siguientes de menor a mayor energía: 1s, 3s, 4s, 2p, 4p, 5p, 6p, 3d, 5d, 4f.
3. ¿Cuántos subniveles tiene el nivel cuántico  $n = 4$ ? ¿Cómo se designan? ¿Hay algún subnivel del nivel  $n = 5$  con energía menor que algún subnivel de  $n = 4$ ? ¿Cuál/es?
4. ¿Es posible que un electrón ocupe los subniveles simbolizados por 2s, 2d, 4p, 4f y 4g? Razone la respuesta.
5. Siendo 8 y 13 los números atómicos del oxígeno y del aluminio, escribe la configuración electrónica del ión óxido y del catión aluminio.
6. Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes iones:  $F^-$ ;  $C^{4-}$ ;  $Na^+$ ;  $B^{3+}$ . Indica qué especies son isoelectrónicas.
7. Sabiendo que el número atómico del carbono es 6, escribe la configuración electrónica externa del germanio.
8. Entre las configuraciones electrónicas  $1s^2 2p^3$  ;  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^1$  ;  $1s^2 2s^2 2p^4$  ;  $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$ , indica cuál o cuáles representan un estado fundamental, un estado excitado o un estado prohibido, razonando la respuesta.
9. La configuración electrónica del ión tripositivo de un elemento X es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$  . Indica razonadamente el número atómico del elemento X y la configuración electrónica de su ión  $X^{2+}$  indicada en función del gas noble que le antecede.
10. Dadas las configuraciones electrónicas siguientes: a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  ; b)  $1s^2 2s^2 2p^2$  ; c)  $1s^2 2s^1$  ; d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^1$  ; e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^2$  ; f)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$  , indica si el elemento correspondiente es representativo de transición o de transición interna; el periodo al que pertenece y de entre los representativos, el elemento que es y la familia a la que pertenece.
11. a) Indica el nombre, símbolo y la configuración electrónica de los elementos de números atómicos 11, 14, 24 y 35; b) ¿cuántos electrones desapareados tiene cada uno de estos elementos en su estado fundamental.

12. ¿Cuál será la configuración electrónica de un elemento situado en el grupo 14 periodo 3? ¿Y en el grupo 11 y periodo 6?
13. Determina el estado de oxidación más estable del: K, Mg, P, O y Kr
14. Justifica todos los estado de oxidación del Fe, N, S y Cl
15. El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E son, respectivamente, 2, 11, 9, 12 y 13. Señala cuál de ellos es un gas noble; cuál, el más electronegativo, un metal alcalino, presenta numero de oxidación 3 y puede formar un nitrato cuya fórmula es  $X(\text{NO}_3)_2$ .
16. ¿Por qué la primera energía de ionización del Be es mayor que la del Ca? ¿Por qué la segunda energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera? ¿Por qué no existe el valor de la cuarta energía de ionización del Li?
17. Ordenar las especies F, Mg Fr y Ne según el orden creciente de sus energías de ionización.
18. Dadas estas dos distribuciones electrónicas para átomos neutros: A:  $1s^2 2s^2 2p^4$  y B:  $1s^2 2s^2 2p^3 4p^1$ , ¿cual de las siguientes afirmaciones es falsa?
- Para pasar de A a B se necesita energía.
  - A y B representan elementos distintos.
  - Se necesita más energía para arrancar un electrón de A que de B.
19. Sean los elementos Cl, S y Se. Señala razonadamente cuál de ellos tiene mayor electronegatividad, mayor energía de ionización y menor afinidad electrónica.
20. Las primeras energías de ionización (en eV/átomo) para una serie de átomos consecutivos en el sistema periódico son: 10,5; 11,8; 13,0; 15,8; 4,3; 6,1. Indica cuál de ellos será un halógeno, cuál un calcógeno, y cuál un alcalino.
21. Ordena razonadamente los siguientes elementos: Fe, Cs, F, N y Si de menor a mayor:
- radio atómico;
  - electronegatividad;
  - energía de ionización.
22. Ordenar las siguientes especies químicas según el orden creciente de su tamaño: Ar;  $\text{S}^{2-}$ ;  $\text{K}^+$ ; Cl<sup>-</sup>; Li<sup>+</sup>.
23. La segunda energía de ionización del sodio es seis veces mayor que su primera energía de ionización. Sin embargo, la segunda energía de ionización del magnesio no llega al doble de la primera. Explica esa diferencia entre el Na y el Mg.

## Problemas selectividad

- (2011 O) Sean los elementos A, B, C, D y E cuyos números atómicos son 2, 11, 9, 12 y 13, respectivamente. Justificar cuál es el elemento que:
  - Es más electronegativo
  - Es un gas noble
  - Es un metal alcalino
  - Presenta valencia 3
  - Puede formar un nitrato cuya fórmula es  $X(\text{NO}_3)$
- (2012 O) De las siguientes configuraciones electrónicas en su estado fundamental:
  - $1s^2 2s^2 2p^7$
  - $1s^2 2s^3$
  - $1s^2 2s^2 2p^5$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
  - Indique, razonando la respuesta, cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.
  - Deduzca el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.
- (2012 E) b) Defina afinidad electrónica y justifique por qué los metales alcalinos tienen mayor afinidad por los electrones que los metales alcalinotérreos.
- (2013 O) Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos oxígeno, magnesio, escandio y hierro y las de los iones más frecuentes de cada uno de los elementos anteriores. Números atómicos: O=8; Mg=12; Sc=21; Fe=26.
- (2013 E)
  - Escribir las configuraciones electrónicas de los átomos e iones siguientes:  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ , Fe y Si, indicando cuáles son isoelectrónicos.  
Números atómicos: N = 7; Mg = 12; Fe = 26; Si = 14  
ca la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrón
- (2014 O)
  - Indicar el grupo y periodo del Sistema Periódico en el que se encuentran los siguientes átomos neutros: 1)  $1s^2 2s^2 2p^1$ ; 2)  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; 3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .
  - Definir electronegatividad de un elemento y, razonadamente, ordenar los elementos anteriores de menor a mayor electronegatividad.
  - Definir energía (o potencial) de ionización y razonar cuál de los tres elementos anteriores es el de mayor energía de ionización.
- (2016 O) Los números atómicos de cinco elementos desconocidos son A: 3 B: 36 C: 22 O: 9 E: 13. Razonar:
  - ¿Cuál de los cinco tendrá la mayor electronegatividad?
  - ¿Cuál será un gas noble?;
  - ¿Qué elemento es un metal de transición?
  - ¿Qué elemento forma un clorato de tipo  $X(\text{ClO}_3)_3$ ?

8. (2016 O)
- Definir primera afinidad electrónica de un elemento.
  - Razonar cómo evoluciona esta propiedad en el sistema periódico.
  - Ordenar por valores crecientes de afinidad electrónica los siguientes elementos: Zn, Mn, P, Cl y Rb.  
Números atómicos: P=15, Cl=17, Mn=25, Zn=30, Rb=37
9. (2017 O) Los tres elementos E1, E2 y E3 tienen números atómicos consecutivos. El elemento E2 es argón (Z=18).
- Indicar el grupo de la tabla periódica en que se encuentran los elementos E1 y E3. Justificar cuál de los dos tendrá una mayor energía de ionización.
  - Indicar el periodo (nivel) al que pertenecen los elementos E1 y E3. Justificar cuál de ambos presentará un radio atómico menor.
  - ¿Cuál es el estado de oxidación más probable (según la regla del octeto) para los elementos E1 y E3?
  - ¿Cómo cambia el radio de los iones resultantes respecto del radio atómico de los elementos E1 y E3? Justificar las respuestas.
  - Proponer el compuesto más probable que se forme con E1 y E3, indicando el tipo de enlace que se formará.
10. (2017 E) b) Mediante las correspondientes configuraciones electrónicas, razonar la valencia +1 para el sodio, +2 para el calcio y -1 para el cloro.  
Números atómicos: Na=11, Cl=17, Ca=20.
11. (2019 O) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: A)  $1s^2 2s^1$ ; B)  $1s^2 2s^2 2p^5$ ; C)  $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2 3p^4$ ; D)  $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$ ; E)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4s^1$ .
- Indicar, razonadamente, qué configuraciones son imposibles y cuál representa un estado excitado.
  - De las configuraciones posibles, indicar el grupo y nivel del elemento.
  - Para las configuraciones posibles, razonar, cuál será el ion más probable.
12. (2019 E) Sean los elementos químicos Se, Br, Kr, Rb y Sr
- Ordenar los cinco elementos por su radio atómico.
  - Razonar cuál es el ion más estable que pueden formar cada uno de estos elementos.  
Números atómicos (Z): Se=34; Br=35; Kr=36; Rb=37; Sr=38
13. (2019 E) Dados los elementos A, B, C, D y E cuyos números atómicos son 20, 26, 29, 31 y 34, respectivamente, indicar, razonando la respuesta:
- La configuración electrónica de sus respectivos estados fundamentales, y el grupo y nivel al que pertenecen.
  - Indicar, razonadamente, cuál es el elemento de mayor radio atómico y el de mayor energía de ionización.

14. (2020 O) Para las siguientes especies: 1)  $\text{Cl}^-$ ; 2)  $\text{Na}^+$ ; 3) Kr; 4) Fe; 5)  $\text{Sr}^{2+}$ .
- Escribir las configuraciones electrónicas de las cinco especies.
  - Razonar qué especie tiene electrones desapareados.
  - Justificar cuáles de las anteriores especies son isoelectrónicas.
15. (2020 E) Los elementos A, B, C y D tienen los números atómicos 19, 25, 31 y 35, respectivamente.
- Para cada elemento, escribir su configuración electrónica e indicar el número de electrones del último nivel.
  - Indicar el grupo y nivel al que pertenecen los cuatro elementos.
  - Justificar el orden creciente de radio atómico y electronegatividad.