

CUESTIONES Y EJERCICIOS RESUELTOS SOBRE SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

Ubicación de ejercicios por página:

Nº EJE	Nº PÁG	Nº EJE	Nº PÁG	Nº EJE	Nº PÁG	Nº EJE	Nº PÁG
1	1	9	7	16	13	24	18
2	3	10	8	17	14	25	19
3	4	10	9	18	15	26	19
4	4	11	9	19	16	27	19
5	5	12	9	20	16	28	19
6	5	13	11	21	16	29	20
7	6	14	12	22	16	30	20
8	6	15	13	23	17	31	20
32	20	33	21	34	21	35	21
36	21						

Ejercicio resuelto nº 1

Dados los elementos químicos: A(Z = 17) ; B(Z = 20) ; C (Z = 38) ; D (Z = 45) ; E (Z = 24) ; F (Z = 52) y G (Z = 26), determinar:

- La configuración electrónica de cada uno de ellos.
- La configuración de los iones más estables correspondientes a los elementos A, B, F.
- La configuración electrónica más estable de los iones de los elementos D, E y G.

Estudiando la configuración electrónica de la capa de valencia (la más externa de la corteza electrónica) podemos obtener muchos datos sobre los elementos químicos, tales como:

- Sobre la situación del elemento en el S.P.*
- Las posibles valencias del elemento.*
- Tipos de enlace que puede formar el elemento con otros elementos.*

En lo referente a la localización del elemento químico en el S. P., destacaremos:

- a) El periodo (horizontalmente) *viene determinado por el coeficiente matemático mayor de la capa de valencia.*
- b) *El grupo del S.P. viene determinado por la suma de los exponentes de los orbitales atómicos de la capa de valencia.*

El S.P., hoy día viene *dividido en 18 grupos o familias* pero también se pueden clasificar en *Grupos A y Grupos B*. Esta clasificación es **FUNDAMENTAL**, es muchísimo más útil que la última clasificación (18 Grupos).

Si queremos distinguir entre *Grupos A y Grupos B* utilizaremos el método del **ELECTRÓN DIFERENCIADOR**. Todo elemento presenta un electrón más que el elemento que tiene a su izquierda, *a este electrón se le conoce como ELECTRÓN DIFERENCIADOR*.

Si el *“electrón diferenciador”* está completando o ha completado un orbital atómico del tipo *“s”* o *“p”*, el elemento pertenece a los *grupos A del S.P.* (Elementos representativos)

Si el *“electrón diferenciador”* está completando o ha completado un orbital *“d” de la penúltima capa*, el elemento químico pertenece a los *grupos B* (Elementos de Transición).

Si el *“electrón diferenciador”* completa o ha completa un orbital *“f” de la antepenúltima capa*, el elemento pertenece a los elementos de **Transición Interna** (Lantánidos y Actínidos).

Si en la capa de valencia nos encontramos con un orbital cuyo *coeficiente matemático es inferior al de la capa correspondiente* deberemos pasarlo a su capa con el fin de localizar al elemento químico en el S.P . Por ejemplo:



De la capa de valencia eliminaremos el $3d^{10}$ y lo pasaremos a su capa correspondiente. Quedará de la siguiente forma:



El *Sistema Periódico* de los elementos químicos *debemos conocerlo perfectamente* porque en los enunciados de los ejercicio pueden o no

darnos datos tan importantes como el número atómico, Z , que es fundamental para poder realizar las cuestiones y problemas del *S.P* y de la *Propiedades periódicas*. La experiencia me dice que podéis conocerlo, perfectamente, si seguimos los siguientes pasos:

- Aprender de memoria el S.P en sentido vertical*, es decir, en grupos o familias.
- Aprender los números atómicos de los elementos del grupo 1 (I – A)*.
- Todos sabemos que en un periodo, de izquierda a derecha aumenta un electrón por casilla del S.P, es decir, *todo elemento tiene un electrón más que el elemento que tiene a su izquierda*. Si conocemos la *configuración electrónica* del elemento cabeza de periodo y le *sumamos tantos electrones como huecos nos falten para llegar al elemento problema, obtendremos el número atómico de éste último*.

Otro método que podemos utilizar consiste en:

- Saber el número atómico y por tanto la configuración electrónica del GAS NOBLE que antecede a todo elemento químico*. Nos Situamos en el periodo inferior y contamos huecos hasta encontrar el elemento que estamos buscando o bien contando huecos saber el *número atómico* del elemento en cuestión.

Ejemplo resuelto nº 2

Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos: 38, 17, 33, 42 y 20 respectivamente. Determinar su posición en el S.P así como la identificación del elemento.

Resolución:

Para afrontar este ejercicio debemos conocer la *configuración electrónica* de cada elemento químico. Aplicaremos el *diagrama de Moeller* y después aplicaremos el *ELECTRÓN DIFERENCIADOR* para localizar el elemento y nombrarlo:

${}_{38}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 \rightarrow$ Como sabéis en la capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones.

El *coeficiente de la capa de valencia (en rojo)* nos proporciona el *periodo* y la *suma de los exponentes de los orbitales atómicos, el grupo*. El

Electrón diferenciador nos determinará el grupo, **A o B**, al cual pertenece el elemento en el S.P.

Según lo dicho el elemento A pertenece a: **Periodo 5** ($n = 5$); **Grupo 2** (II – A); **Elemento**: Estroncio (Sr)

${}_{17}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ **Periodo 3** ($n = 3$); **Grupo 17** (VII – A); **Elemento**: Cloro (Cl)

${}_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 \rightarrow$ Para la localización e identificación del elemento debemos eliminar de la capa de valencia aquellos **orbitales atómicos cuyo coeficiente sea menor que el de la capa de valencia** y enviarlo a su capa correspondiente:

${}_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 \rightarrow$ **Periodo 4** ($n = 4$); **Grupo 15** (V – A); **Elemento**: Arsénico (As)

${}_{42}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4 \rightarrow$ En este caso no debemos pasar el orbital $4d^4$ a su capa correspondiente puesto que **no está completo** y **no tiene orbital atómico a su derecha**.

Luego el elemento **D** pertenece a: **Periodo 5** ($n = 5$); **Grupo 6** (VI – B) **Elemento**: Molibdeno (Mo)

${}_{20}\text{E} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow$ **Periodo 4** ($n = 4$); **Grupo 2** (II – A); **Elemento**: Calcio (Ca)

Ejercicio resuelto nº 3 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

Halla la distribución electrónica del Ca y localízalos en el S.P ($Z = 20$) y del N ($Z = 7$)

Resolución:

En función del diagrama de Moeller:

$\text{Ca} (Z = 20) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow$ **Periodo 4 ; Grupo 2** (II-A)

$\text{N} (Z = 7) = 1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow$ **Periodo 2 ; Grupo 15** (V – A)

Ejercicio resuelto nº 4 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza López)

Escribe la configuración electrónica de: a) ${}_{17}\text{Cl}$. b) ${}_{17}\text{Cl}^-$. c) ${}_{27}\text{Co}$.

Resolución:

26 EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

Según el diagrama de Moeller:



b) Cl⁻ (Z = 17) en este caso *Z corresponde solo al número de protones*, el número de electrones *ha aumentado en uno* puesto que el cloro se ha ionizado:



Ejercicio resuelto nº 5 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

Escribe la configuración electrónica, localiza e identifica el elemento de los elementos químicos cuyos números atómicos son 28 y 32.

Resolución

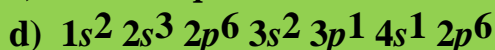
(Z = 28) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8 \rightarrow$ Periodo 4; Grupo 10
 \rightarrow Elemento: *Níquel*

(Z = 32) = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2 \rightarrow$ Periodo 4 ; Grup14:

Elemento: **Germánio**

Ejercicio resuelto nº 6 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

Indica si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, en estado excitado, o si no son válidas:



Resolución:

a) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^1 \rightarrow$ Estado excitado, se han promocionado electrones del orbital tipo "2p" al orbital "3s".

26 EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

- b) $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow$ Estado fundamental, no hay promociones a niveles energéticos más elevados.
- c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 \rightarrow$ Imposible. En un orbital "s" no pueden existir más de 2 e-.
- d) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^1 4s^1 2p^6 \rightarrow$ Imposible. Estamos en las mismas circunstancias del caso anterior.

Ejercicio resuelto nº 7 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

Especifica el símbolo de todos los elementos que:

- a) Tienen la configuración electrónica del tipo $ns^2 np^3$
- b) Tienen lleno el subnivel p del último nivel.

Resolución:

- a) Se trata de los elementos pertenecientes al **grupo 15** (V-A) y corresponderá a los elementos químicos: **N, P, As, Bi**.
- b) Si tienen lleno el orbital np^6 , la capa de valencia debe ser: **$ns^2 np^6$** que corresponde a los gases nobles: **He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn**.

Ejercicio resuelto Nº 8

Identificar el elemento químico al que pertenecen las siguientes configuraciones electrónicas:

- a) $[\text{Ar}] 4s^1$; b) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$; c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
- d) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$

Resolución:

Aparece en este ejercicio otra de las formas de establecer la configuración electrónica de un elemento químico. Como podéis observar aparece entre corchetes el símbolo de un **gas noble** y a continuación unos orbitales atómicos que **constituirían la capa de valencia** de la corteza electrónica. La forma de presentarnos la capa de valencia es muy particular pues debemos hacer unas consideraciones para entenderla:

1.- Todos sabemos que en la **capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones**. Esta condición se cumple para los elementos representativos (Grupos: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18 \rightarrow antiguos grupos grupos A). En dicha capa aparecerán **orbitales tipo "s" o tipo "s" y tipo "p"**.

2.- En los elementos de *transición* y *transición interna*, el número de electrones puede ser superior, *hasta 12 en los de transición* y *16 en los de transición interna*. La capa de valencia en los elementos de *transición aparecerán orbitales tipo “s” y “d”* y en los de *transición interna orbitales tipo “s” y tipo “f”*.

3.- Podría ocurrir que en un elemento representativo apareciera en la capa de valencia orbitales tipo *“d”*, pero estarían completos (10 electrones) entonces no serán tenidos en cuenta para la capa de valencia, además se identifican porque su *coeficiente numérico es una unidad inferior* al de la capa de valencia. Podrían aparecer orbitales *“d” y “f”* (14 electrones) pero estarían totalmente ocupados, con coeficientes numéricos inferiores a los de la capa de valencia y por tanto no se contarían para identificar al elemento químico. Veamos estas indicaciones con el ejercicio propuesto:

- a) $[\text{Ar}] 4s^1 \rightarrow$ período 4 ($n = 4$) ; Grupo 1 (I – A) ; Elemento: K
- b) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5 \rightarrow$ Según lo dicho podemos prescindir el $4d^{10} \rightarrow$
 $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5 \rightarrow$ Periodo 5 ($n = 5$) ; Grupo 17 (VII – A)
Elemento: Yodo (I)
- c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 \rightarrow$ Periodo 3 ($n = 3$) ; Grupo 15 (V – A) ;
Elemento: Fósforo (P)
- d) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4 \rightarrow$ Periodo 5 ($n = 5$) ; Grupo 16 (VI – A) ;
Elemento: Teluro (te)

Ejercicio resuelto N° 9 (Enunciado: IES Al – Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

a) Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes:

Al (Z =13) , Na^+ (Z = 11), O^{2-} (Z =8)

b) ¿Cuáles son isoelectrónicos?

Resolución:

Recordemos que **Z** (número atómico) *representa el número de protones y número de electrones* , en un átomo neutro. En un ión *representa únicamente el número de protones*.

a) ${}_{13}\text{Al} \rightarrow$ Se trata de un átomo neutro $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ (13 e-)

$\text{Na}^+ \rightarrow {}_{11}\text{Na}^+ \rightarrow$ Se trata de un catión \rightarrow Inicialmente el Na tenía **11 e-** pero al tener *una carga positiva en exceso* implica la pérdida de un electrón:



y por lo tanto *el catión tiene 10 e-*, $Na^+ \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$ (10 e-)

$O^{2-} \rightarrow$ Se trata de un *anión* \rightarrow En principio el átomo de Oxígeno tenía 8 e- pero como tiene un exceso de carga -2, implica la ganancia de 2 e-: $O + 2 e^- \rightarrow O^{2-}$

Por lo tanto el anión O^{2-} tiene 10 e- y su configuración electrónica es:

$O^{2-} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$ (10 e-)

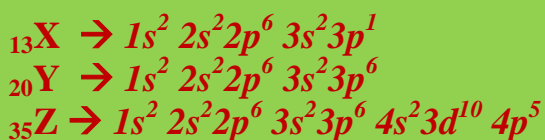
- b) El término **ISOELECTRÓNICO** significa *igual número de electrones*. Por lo tanto las especies isoelectrónicas serán: Na^+ y O^{2-} .

Ejercicio resuelto N° 10 (Enunciado: IES AI – Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

Los elementos X, Y, Z, tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente. ¿Serán estables los iones X^{2+} , Y^{2+} , Z^{2+} ?

Resolución:

Obtengamos las configuraciones de los átomos neutros:



El catión X^{2+} tiene un exceso de **DOS CARGAS POSITIVAS**, indica que el átomo X ha perdido dos electrones:



y en total tendrá $13 - 2 = 11$ e. Su configuración electrónica es:



Para que un ión sea estable *tiene que tener en la última capa 8 e-*. (estructura de gas noble de gas Noble). Excepto el protón H^+ que que no tiene electrones en su última capa. X^{2+} **NO ES ESTABLE**.

El catión Y^{2+} cumple las condiciones de X^{2+} , es decir, ha perdido 2 e-:

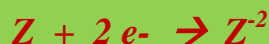


El número de electrones de Y^{+2} será de $20 - 2 = 18$ electrones. Y su configuración electrónica es:



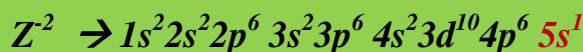
En su última capa tiene 8 e- (estructura de gas noble) y por lo tanto es un **catión ES ESTABLE**.

El anión Z^{-2} proviene del átomo Z que ha ganado 2 electrones:



El número de electrones de Z^{-2} es $35 + 2 = 37$ electrones.

Su configuración electrónica es:



En su última capa **no tiene los 8 e-**, indispensables para la estabilidad y por tanto el anión Z^{-2} **NO ES ESTABLE**.

Ejercicio resuelto Nº 10 (Enunciado: IES Al – Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

Razone si las siguientes configuraciones electrónicas son posibles en un estado fundamental o en un estado excitado:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$

Resolución:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ **Posible en estado fundamental** puesto que sigue los pasos indicados en el diagrama de Moeller (diagrama de las diagonales).
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 \rightarrow$ **Posible en estado fundamental**. Las razones son las mismas que en el caso anterior.
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 \rightarrow$ **No es posible en ningún estado**. Esta configuración es imposible puesto que en el nivel $n = 2$ **NO PUEDEN EXISTIR ORBITALES "d"**.

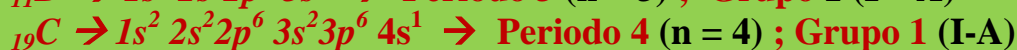
Ejercicio resuelto Nº 11 (Enunciado: IES Al – Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

26 EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

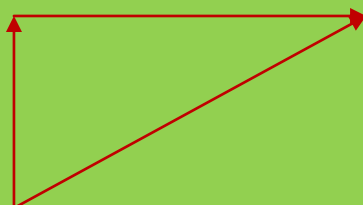
Ordene razonadamente los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 3, 11 y 19, respectivamente, por orden creciente de energía de ionización.

Resolución:

Lo primero que tenemos que hacer es la configuración electrónica de todos los átomos:



Según el diagrama de la Energía de Ionización:



Todos los elementos pertenecen al **grupo 1 (I - A)** y según el diagrama al **subir en un grupo aumenta la Energía de ionización**.

El orden pedido es: $C < B < A$

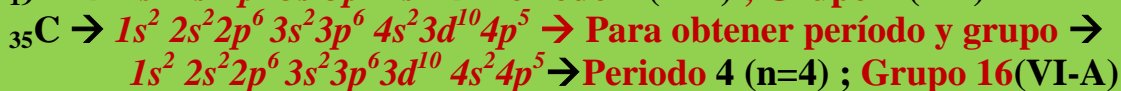
Ejercicio resuelto N° 12 (Enunciado: IES Al - Ándalus, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

Dado el elemento A (Z= 17), justifique cuál o cuáles de los siguientes elementos B (Z=19), C (Z = 35) y D (Z = 11):

a) Se encuentran en el mismo periodo. b) Se encuentran en su mismo grupo. c) Son más electronegativos. d) Tienen menor energía de ionización.

Resolución:

Lo primer qué haremos es confeccionar la configuración electrónica de todos los átomos para situarnos en el S.P.:



26 EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

a)

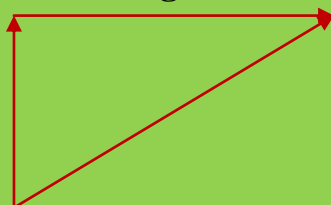
Se encuentran en el mismo periodo: **A y D**

b)

En un mismo grupo: **B y D**

c)

Según el diagrama de electronegatividad:



El elemento **A** pertenece al **grupo 17** (VII – A) lo que indica **una gran electronegatividad**. Otro elemento más electronegativo tiene que estar en el **mismo grupo** y por encima de él en el S.P. **Esta circunstancia no se cumple**. El elemento **A** es el más **electronegativo**.

d)

El diagrama de la Energía de Ionización es el mismo que el de la Electronegatividad, luego llegamos a la conclusión que todos los **elementos presentan una Energía de Ionización INFERIOR** a la del átomo **A**.

Ejercicio resuelto N° 13 (Enunciado: IES AI – ÁNDALUS ; Resol: A. Zaragoza)

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a átomos neutros, razone:

A($1s^2 2s^2 2p^2$) B:($1s^2 2s^2 2p^5$) C: ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$)

a) grupo y periodo al que pertenece cada elemento y nombre del mismo. b) El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.

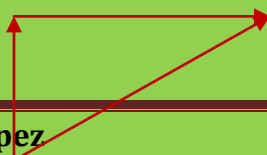
Resolución:

a) A:($1s^2 2s^2 2p^2$) → **Periodo 2; Grupo 14** (IV-A) → Elemento: **Carbono**.

B:($1s^2 2s^2 2p^5$) → Periodo 2; Grupo 17 C (VII-A) → Elemento: **Flúor**

C: ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$) → **Periodo 4 ; Grupo 1** (I-A) → **Potasio**.

b) Según el diagrama de la Energía de Ionización:



El elemento más a la derecha y más arriba en el grupo será el que buscamos: **B**

Ejercicio resuelto N° 14 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

Cada una de las siguientes configuraciones corresponden al subnivel al que se añade el último electrón. Escribe el símbolo del átomo correspondiente y su configuración electrónica completa.

- a) $2p^4$ b) $3s^1$ c) $3p^2$ d) $3d^2$.

Resolución:

- a) $2p^4 \rightarrow$ Podemos confeccionar la configuración electrónica:



Su capa de valencia sería: $2s^2 2p^4 \rightarrow$ Periodo 2 : Grupo 16 (VI-A)
Elemento: O

Su configuración electrónica también la podemos poner de la forma:



- b) $3s^1 \rightarrow$ Configuración electrónica completa:



Periodo 3 (n=3); Grupo 1 (I-A) ; elemento: Na

Su configuración electrónica sería equivalente a esta otra:



- c) $3p^2 \rightarrow$ Configuración electrónica completa:



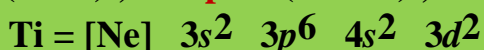
Periodo 3 (n=3); Grupo 14 (IV-A) ; Elemento: Si



- d) $3d^2 \rightarrow$ Configuración electrónica completa:



Periodo 4 (n = 4) ; **Grupo 4** (IV – B) ; Elemento: **Ti**



Ejercicio resuelto N° 15 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

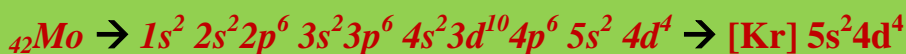
Escribe la configuración electrónica del molibdeno y de la plata.

Resolución:

Si el enunciado no dice nada más es porque el profesor considera un conocimiento perfecto del S.P.

Con este conocimiento sabrá que el número atómico del Mo es 42 (Z = 42) y de la Ag 47 (Z= 47)

Siguiendo el diagrama deMoeler:



Esta sería la configuración según el diagrama de Moeler, pero los *elementos de transición no cumplen las reglas como los elementos representativos*. El caso del Mo, elemento de transición, nos gusta una broma y su configuración es:



${}_{47}\text{Ag} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9 \rightarrow$ Según Moeler, pero la plata es de transición y su configuración es:



Como conclusión **DEBEIS CONOCER TODOS AQUELLOS ELEMENTOS QUÍMICOS QUE NO CUMPLEN EL DIAGRAMA DE MOLER (diagrama de las diagonales)**.

Ejercicio resuelto N° 16 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

Escribe la configuración electrónica de los aniones F⁻, Cl⁻ y Br⁻

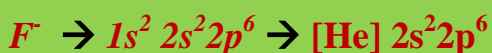
Resolución:

DATOS que debéis saber: $Z_F = 9$; $Z_{Cl} = 17$; $Z_{Br} = 35$

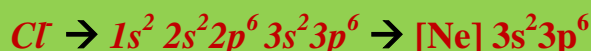
El anión F^- no tiene 9 electrones como dice el número atómico del F. Como hay un exceso de una carga negativa significa que el F ha ganado un electrón:



Y por lo tanto el anión F^- tendrá 10 e- que determinan la configuración electrónica:



El anión Cl^- por las mismas razones que el anión F^- , tendrá **18 electrones** y su configuración será:



El anión Bromuro Br^- al igual que el F^- y el Cl^- , aumentará el número de electrones en la unidad, **36 electrones**, y nos proporciona la configuración:



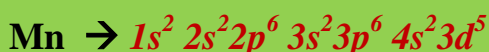
Ejercicio resuelto N° 17 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A. Zaragoza)

Escribe la configuración electrónica de los cationes Mn^{2+} , Mn^{3+} , Mn^{4+} y Mn^{7+} .

Resolución:

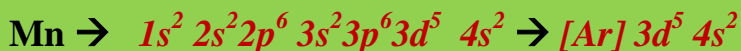
Para resolver el ejercicio es fundamental conocer el número atómico (Z) del Mn. El enunciado **NO LO PROPORCIONA** luego deberemos aplicar los métodos explicados en la parte teórica para el conocimiento del S.P.

Sabemos que $Z_{Mn} = 25$. Su configuración electrónica es:



26 EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

Para obtener las configuraciones de los iones debemos pasar los orbitales de la última capa a sus capas correspondientes:



El catión Mn^{+2} nace de la semirreacción:



El catión Mn^{+2} tendrá $2 e^-$ menos que el *átomo neutro de manganeso*, es decir, 23, lo que implica una configuración electrónica:



El catión Mn^{+3} procede de la pérdida de *tres electrones* del átomo de Mn:



El catión Mn^{+3} tendrá $25 - 3 = 22 e^-$, que nos proporciona una configuración electrónica:



El catión Mn^{+4} procede:



con un total de $25 - 4 = 21 e^-$:



El catión Mn^{+7} resulta de la pérdida de $7 e^-$ por parte del *átomo neutro*, teniendo un total de electrones de $25 - 7 = 18 \text{ electrones}$, que nos proporcionan la configuración electrónica:



Ejercicio resuelto nº 18 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resolución: A.Zaragoza)

¿A qué átomos corresponden las siguientes configuraciones electrónicas?

a) $(\text{Ne}) 3s^2$

26 EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

- b) (Ar) $3d^5 4s^1$
c) (Kr) $4d^{10}$
d) (Kr) $4d^{10} 5s^1 5p^6 6s^1$.

SOLUCIÓN:

a) Mg (Magnesio) ; b) Cr (Cromo); c) Pd (Paladio); d) Cs (Cesio)

Ejercicio resuelto N° 19 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resol: A. Zaragoza)

¿Por qué el primer período sólo tiene dos elementos?

Resolución:

Porque en el primer nivel ($n = 1$) sólo hay un subnivel “s” (orbital atómico) con *dos electrones*.

Ejercicio resuelto N° 20 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resol: A. Zaragoza)

¿Qué caracteriza a los elementos de transición? ¿Y a los de transición interna?

Resolución:

Que *tienen electrones* en el *subnivel d* del *penúltimo nivel*. Que *tienen electrones* en el *subnivel f* del *antepenúltimo nivel*.

Ejercicio resuelto N° 21 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resol: A. Zaragoza)

¿A qué se debe la gran estabilidad de los gases nobles?

Resolución:

A que tienen *ocho electrones* en su último nivel energético de la capa de valencia.

Ejemplo resuelto N° 22

Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos:38, 17, 33, 42 y 20 respectivamente. Determinar su posición en el S.P así como la identificación del elemento.

Resolución:

Para afrontar este ejercicio debemos conocer la *configuración electrónica* de cada elemento químico. Aplicaremos el *diagrama de Moeller* y después aplicaremos el *ELECTRÓN DIFERENCIADOR* para localizar el elemento y nombrarlo:

${}_{38}\text{A} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 \rightarrow$ Como sabéis en la capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones.

El *coeficiente de la capa de valencia (en rojo)* nos proporciona el *periodo* y la *suma de los exponentes de los orbitales atómicos, el grupo*. El *Electrón diferenciador* nos determinará el grupo, *A o B*, al cual pertenece el elemento en el S.P.

Según lo dicho el elemento A pertenece a: *Periodo 5* ($n = 5$); *Grupo 2* (II – A); *Elemento*: Estroncio (Sr)

${}_{17}\text{B} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ *Periodo 3* ($n = 3$); *Grupo 17* (VII – A); *Elemento*: Cloro (Cl)

${}_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3 \rightarrow$ Para la localización e identificación del elemento debemos eliminar de la capa de valencia aquellos *orbitales atómicos cuyo coeficiente sea menor que el de la capa de valencia* y enviarlo a su capa correspondiente:

${}_{33}\text{C} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3 \rightarrow$ *Periodo 4* ($n = 4$); *Grupo 15* (V – A); *Elemento*: Arsénico (As)

${}_{42}\text{D} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4 \rightarrow$ En este caso no debemos pasar el orbital $4d^4$ a su capa correspondiente puesto que *no está completo y no tiene orbital atómico a su derecha*.

Luego el elemento D pertenece a: *Periodo 5* ($n = 5$); *Grupo 6* (VI – B); *Elemento*: Molibdeno (Mo)

${}_{20}\text{E} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \rightarrow$ *Periodo 4* ($n = 4$); *Grupo 2* (II – A);

Elemento: Calcio (Ca)

Ejercicio resuelto N° 23

Identificar el elemento químico al que pertenecen las siguientes configuraciones electrónicas:

b) [Ar] $4s^1$; b) [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$; c) [Ne] $3s^2 3p^3$



Resolución:

Aparece en este ejercicio otra de las formas de establecer la configuración electrónica de un elemento químico. Como podéis observar aparece entre corchetes el símbolo de un *gas noble* y a continuación unos orbitales atómicos que *constituirían la capa de valencia* de la corteza electrónica. La forma de presentarnos la capa de valencia es muy particular pues debemos hacer unas consideraciones para entenderla:

1.- Todos sabemos que en la *capa de valencia no pueden existir más de ocho electrones*. Esta condición se cumple para los elementos representativos (Grupos: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18 → antiguos grupos grupos A). En dicha capa aparecerán *orbitales tipo “s” o tipo “s” y tipo “p”*.

2.- En los elementos de *transición y transición interna*, el número de electrones puede ser superior, *hasta 12 en los de transición y 16 en los de transición interna*. La capa de valencia en los elementos de *transición aparecerán orbitales tipo “s” y “d”* y en los de *transición interna orbitales tipo “s” y tipo “f”*.

3.- Podría ocurrir que en un elemento representativo apareciera en la capa de valencia orbitales tipo *“d”*, pero estarían completos (10 electrones) entonces no serán tenidos en cuenta para la capa de valencia, además se identifican porque su *coeficiente numérico es una unidad inferior* al de la capa de valencia. Podrían aparecer orbitales *“d” y “f”* (14 electrones) pero estarían totalmente ocupados, con coeficientes numéricos inferiores a los de la capa de valencia y por tanto no se contarían para identificar al elemento químico. Veamos estas indicaciones con el ejercicio propuesto:

e) $[\text{Ar}] 4s^1 \rightarrow$ período 4 (n = 4) ; Grupo 1 (I – A) ; Elemento: K

f) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5 \rightarrow$ Según lo dicho podemos prescindir el $4d^{10} \rightarrow$

$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5 \rightarrow$ Periodo 5 (n = 5) ; Grupo 17 (VII – A)

Elemento: Yodo (I)

g) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 \rightarrow$ Periodo 3 (n = 3) ; Grupo 15 (V – A) ;

Elemento: Fósforo (P)

h) $[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^4 \rightarrow$ Periodo 5 (n = 5) ; Grupo 16 (VI – A) ;

Elemento: Teluro (te)

Ejercicio propuesto nº 24 (Fuente: IES MIRALBUENO)

¿Por qué el segundo potencial de ionización es mayor que el primero?

26 EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

Solución: Porque es más difícil arrancar el segundo electrón, al ser mayor la fuerza electrostática del núcleo.

Ejercicio resuelto nº 25 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resol: A. Zaragoza)

El potencial de ionización del potasio, ¿es mayor o menor que el del rubidio? ¿Por qué?

Solución: El potencial de ionización del potasio es mayor que el del rubidio, porque en este, debido al efecto pantalla de los electrones interiores, la atracción del núcleo sobre el electrón del último nivel es menor.

Ejercicio resuelto nº 26 (Fuente: IES MIRALBUENO)

¿Cómo son las propiedades periódicas de los elementos con carácter metálico fuerte?

Solución: Son elementos con baja energía de ionización baja afinidad electrónica y baja electronegatividad.

Ejercicio propuesto nº 27 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resol: A. Zaragoza)

Dados los elementos 7N , 12Mg , 20Ca , 9F y 5B .

- Ordénalos de menor a mayor energía de ionización.
- Indica a qué grupo del sistema periódico pertenece cada uno.

Soluciones:

- La energía de ionización de menor a mayor sería:
 $\text{Ca} < \text{Mg} < \text{B} < \text{N} < \text{F}$.
- | | |
|----------|--------------------|
| N; | grupo 15 (V – A) |
| Mg y Ca; | grupo 2 (II – A) |
| F; | grupo 17 (VII – A) |
| B; | grupo 13 (III – A) |

Ejercicio resuelto nº 28 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resol: A. Zaragoza)

¿Qué puedes decir de las propiedades periódicas del elemento $Z = 4$?

Solución: Su estructura electrónica es $1s^2 2s^2$ y corresponde al berilio. Tiene baja: energía de ionización, electronegatividad y afinidad electrónica. Características de los elementos metálicos.

Ejercicio resuelto nº 29 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resol: A. Zaragoza)

26 EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

¿Tiene el berilio mayor o menor afinidad electrónica que el nitrógeno?
¿Por qué?

Solución: Menor, porque la afinidad electrónica aumenta, en un mismo periodo, hacia la derecha.

Ejercicio resuelto nº 30 (Fuente: IES MIRALBUENO. Resol: A. Zaragoza)

De las siguientes parejas, ${}^6\text{C}$ y ${}^9\text{F}$; ${}^{38}\text{Sr}$ y ${}^{34}\text{Se}$; ${}^3\text{Li}$ y ${}^6\text{C}$, indica cuáles de los dos elementos tendrá menor afinidad electrónica.

Resultados:

Teniendo en cuenta que la afinidad electrónica aumenta en el sistema periódico de izquierda a derecha y de abajo arriba:



Ejercicio propuesto nº 31 (Fuente: IES MIRALBUENO)

Dados los elementos de números atómicos 11, 20, 9, 47 y 18, deduce cuál de ellos:

- a) Es un alcalinotérreo.
- b) Tiene transición.
- d) Tiene gran estabilidad.

Soluciones:

a) 20 ; b) 11; c) 47; d) 18; e) 9

Ejercicio propuesto nº 32 (Fuente: IES MIRALBUENO)

Tres elementos tienen de número atómico 19, 35 y 54, respectivamente. Indica:

- a) Grupo y período al que pertenecen. b) ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica? c) ¿Cuál tiene menor potencial de ionización?

Soluciones:

a) $Z = 19$, su estructura es $[\text{Ar}] 4s^1$, luego es un alcalino, estará en el 4º periodo y en el grupo 1.

$Z = 35$, su estructura es $[\text{Ar}] 4s^2 4p^5$, luego es un halógeno, 4º periodo y en el grupo 17.

$Z = 54$, su estructura es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$, es un gas noble,

26 EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS SOBRE EL SISTEMA PERIÓDICO Y PROPIEDADES PERIÓDICAS. 1º BACHILLERATO

Estará en el 5º periodo y en el grupo 18.

- b) El de mayor afinidad electrónica será el halógeno, es decir el 35.
- c) El de menor potencial de ionización será el alcalino, es decir, el 19.

Ejercicio resuelto N° 33 (Fuente: IES MIRALBUENO)

¿Cuáles son los elementos representativos del sistema periódico?

Resolución:

- a) Son los que *poseen subniveles s y p incompletos* y todos los *anteriores ocupados*. Tienen configuraciones de la ns^1 a la $ns^2 np^5$.
- b) Una estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- c) Es un metal
- e) Tiene una afinidad electrónica grande

Ejercicio resuelto N° 34 (Enunciado: IES AI – Andalucía, Dpto. de Física y química.

Resol: A. Zaragoza)

Los átomos neutros X,Y,Z, tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



- a) Indique el grupo y periodo en que se encuentran.
- b) Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.
- c)Cuál es el de mayor energía de ionización?

Ejercicio propuesto nº 35 (Fuente: IES MIRALBUENO)

Sabiendo que la estructura electrónica de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^4$, deduce si este elemento tiene:

- a) Alto potencial de ionización.
- b) Carácter metálico.
- c) Baja electronegatividad.

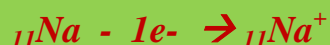
Ejercicio resuelto N° 36 (Enunciado: IES AI – Andalucía, Dpto. de Física y química. Resol: A. Zaragoza)

Justifique que el ión Na^+ tiene menor radio que el ión F^- .

Resolución:

Datos que debemos saber: Números atómicos átomos neutros: $Na = 11$
; $F = 9$

La especie química ${}_{11}\text{Na}^+$ es un catión en donde el número atómico $Z = 11$ nos dice que hay 11 protones. En el átomo neutro habían 11 p^+ y 11 e^- . En el catión sodio ${}_{11}\text{Na}^+$ siguen existiendo 11 p^+ pero al tener un exceso de una *carga positiva*, nos indica que el *átomo de Na* ha perdido un electrón con lo cual en el catión solamente existen 10 e^- .



En los iones el número atómico, Z , solo se refiere al número de p^+ .

La configuración del catión electrónica del Na^+ es: $1s^2 2s^2 2p^6$

Estudiando la capa de valencia ($2s^2 2p^6$), quiero que observéis:

- 1.- *Existen 8 e-* (Configuración noble). Es lo que se intenta con la **IONIZACIÓN**.
- 2.- Estamos en la capa $n = 2$

En lo referente al anión F^- , ${}_{9}\text{F}^-$, existen 9 p^+ pero al tener *una carga negativa en exceso* nos indica que el átomo de Flúor ha ganado 1 e^- :



Por lo tanto el anión F^- tiene 10 e^- repartidos según la configuración electrónica:



Al estudiarla observamos:

- 1.- En la última capa hay 8 e^- . Esta circunstancia la vamos a encontrar en todos los iones.
- 2.- Estamos en la capa $n = 2$

Los dos iones poseen la misma última capa y por lo tanto **TIENEN EL MISMO número de electrones**, pero el átomo de fluor al ganar un electrón y entrar en una capa en donde *ya existen 7 e-*, entrará pero se producirán unas *fuerzas repulsivas entre cargas eléctricas del mismo signo* por lo que la *última capa se hace más grande* (efecto pantalla) lo que lleva consigo que el radio del *anión F^-* se mayor que el radio del catión Na^+ .



----- O -----
Antonio Zaragoza López