

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

TEMA 4

1. Para las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:

i) $1s^2 2s^2 2p^3$; ii) $1s^2 2s^2 2p^5$; iii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; iv) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Indica: a) grupo, período y elemento para cada configuración, y b) ordenar de mayor a menor radio atómico.

i) Configuración $2p^3 \rightarrow$ Grupo 15, período 2 (N)

ii) Configuración $2p^5 \rightarrow$ Grupo 17, período 2 (F)

iii) Configuración $4s^1 \rightarrow$ Grupo 1, período 4 (K)

iv) Configuración $3s^2 \rightarrow$ Grupo 2, período 3 (Mg)

Orden de radios (considerar capas para períodos diferentes y CNE para el mismo periodo):

$K > Mg > N > F$

2. Considera los tres elementos del sistema periódico cloro, bromo y yodo. Establece:

a) la configuración electrónica de cada uno de ellos; b) el orden correcto de los valores siguientes de la energía de ionización asignando uno a cada uno de ellos: 10.4, 11.8 y 13.1 eV

Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 = [Ne] 3s^2 3p^5$

Br: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 = [Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^5$

I: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5 = [Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^5$

El I, más grande y menos electronegativo, tendrá el menor valor de E_i , por lo que la asignación sería:

$I \rightarrow 10.4 \text{ eV}$; $Br \rightarrow 11.8 \text{ eV}$; $Cl \rightarrow 13.1 \text{ eV}$

3. De los pares de átomos siguientes indica cual posee mayor potencial de ionización:

a) rubidio y estroncio; b) sodio y rubidio; c) silicio y fósforo; d) argón y kriptón

a) Sr; b) Na; c) P; d) Ar (hay que considerar tamaño para elementos en períodos diferentes y CNE para elementos en el mismo periodo)

4. De los pares de átomos de los elementos siguientes indica cual posee mayor afinidad electrónica:

a) cloro y azufre; b) azufre y selenio.

a) Cl; b) S; (igual que antes, hay que considerar tamaño para elementos en períodos diferentes y CNE para elementos en el mismo periodo)

5. Comenta la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones referidas a los átomos X y Z, pertenecientes ambos al mismo grupo, sabiendo que X es más electronegativo que Z.

a) X tiene menor energía de ionización que Z; b) Z tiene menor afinidad electrónica que X; c) Z tiene mayor radio atómico que X; d) el par de electrones del enlace X-Z está desplazado hacia X.

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

- a) Falso porque X es más electronegativo. Cuesta más trabajo arrancarle electrones.
- b) Verdadero porque Z es menos electronegativo.
- c) Verdadero porque si está en el mismo grupo y es menos electronegativo, es que está más abajo en la tabla.
- d) Verdadero porque X es más electronegativo.

6. Se tienen tres elementos con números atómicos 19, 35 y 54. Determina:

- a) Grupo, período y elemento de que se trata; b) ¿Cuál tiene el valor de afinidad electrónica más negativo? ¿Cuál tiene el menor valor para la energía de ionización?

a) Primero escribimos las configuraciones electrónicas de estos elementos siguiendo el principio de Aufbau (diagrama de Moeller):

(Z = 19) → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ → Grupo 1, período 4 (K)

(Z = 35) → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ → Grupo 17, período 4 (Br)

(Z = 54) → $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$ → Grupo 18, período 5 (Xe)

b) A_e más negativa: Br; E_i más baja: K

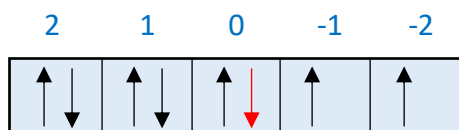
7. Considera la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$. Determina:

- a)Cuál es su situación en la tabla periódica; b) A qué elemento corresponde; c) Indica los valores de los números cuánticos del electrón diferenciador (último electrón que entra); d) Nombra dos elementos de propiedades químicas semejantes.

a) Es un $3d^8$, por lo que pertenece al grupo 10, cuarto período (metales de transición).

b) Es el Ni

c) Para un átomo aislado no se pueden asignar orbitales concretos a valores del momento angular, por lo que tomaremos como norma introducirlos de forma que siempre tengamos un valor máximo de momento angular siguiendo el principio de máxima multiplicidad. En el caso de un d^8 , escribiremos, por tanto:



Siendo los valores del último electrón en entrar (en rojo): $n = 3$, $l = 2$, $m_l = 0$ y $m_s = -1/2$

d) Los elementos de los grupos 8 al 10 forman tríadas en sentido más horizontal que vertical en cuanto a sus propiedades por lo que diríamos que el Fe y el Co serían más similares a él. Debido a esto, es mejor aprender estos elementos como Fe, Co y Ni; Ru, Rh y Pd; y Os, Ir y Pt.

8. De cada una de las siguientes parejas de elementos: Li y B; Na y Cs; Si y Cl; C y O, indica que elemento tendrá: a) mayor tamaño; b) mayor potencial de ionización; c) valor más negativo de la afinidad electrónica; d) mayor carácter metálico.

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

Siguiendo las consideraciones tomadas en problemas anteriores:

- a) Li; Cs; Si; C
- b) B; Na; Cl; O
- c) B; Na; Cl; O
- d) Li; Cs; Si; C

9. Indica:

- a) Para el par de átomos sodio y magnesio, cuál posee mayor potencial de ionización
- b) Para el par de átomos yodo y cloro, cuál posee el valor más negativo de afinidad electrónica

Como antes:

- a) Mg
- b) Cl

10. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros:



a) a qué elementos corresponden; b) cuál será el menos electronegativo; c) cuál tendrá mayor E_i

- a) Los elementos serán, de izquierda a derecha: Na, F y Kr
- b) El menos electronegativo es el Na (los gases nobles no entran en la escala de electronegatividades ya que, en general, no se combinan con otros elementos).
- c) El que tiene una mayor energía de ionización es el F (más que el gas noble: está dos períodos por encima).

11. Dadas las configuraciones electrónicas generales de la capa externa:



Identifica 2 elementos de cada uno de los grupos anteriores y cuál será su estado de oxidación más probable.

- a) Li y Na: +1
- b) Al y Ga: +3
- c) N y P: +5 o -3
- d) Ne y Ar: 0

12. El primer y segundo potenciales de ionización para el átomo de litio son 520 y 7300 kJ/mol. Razona: a) La gran diferencia que existe entre ambos valores; b) ¿Cómo varía el potencial de ionización para los elementos del mismo grupo?

- a) cuando el átomo de Li pierde un electrón adquiere la misma configuración electrónica que el gas noble que le precede, el He. De esta forma, quitarle un segundo electrón es más difícil, aparte de que también supondría introducir una segunda carga positiva en el átomo.
- b) el potencial de ionización va disminuyendo conforme bajamos en el grupo ya que los átomos son más grandes y es más fácil quitarles un electrón.

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

13. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 10, 15, 17 y 20, respectivamente.

a) ¿Cuál tiene mayor potencial de ionización?; b) ¿Y mayor tamaño? c) Escriba las configuraciones electrónicas para A^+ , B^{5+} , C^- , D^{2+} y D^{2-} .

a) Lo primero es escribir las configuraciones electrónicas de todos ellos para saber cómo relacionarlos entre sí.

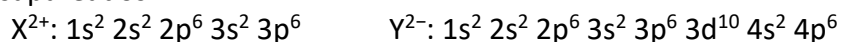


El mayor potencial de ionización lo tendrá A, que tiene configuración de gas noble y está más arriba en la tabla.

b) El mayor tamaño es el del cuarto período, D.

c) A^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$; B^{5+} : $1s^2 2s^2 2p^6$; C^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; D^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; D^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$

14. A partir de las siguientes configuraciones electrónicas para especies iónicas, escribe las configuraciones electrónicas de los átomos neutros de los que proceden y razona qué elemento (neutro) presentará el valor más bajo de la primera energía de ionización y cuál tendrá (y cuántos) electrones desapareados:



Las configuraciones electrónicas serán:



El valor más bajo de energía de ionización, para elementos del mismo período, corresponderá al elemento X. En cambio, es el elemento Y el que posee 2 electrones desapareados.

15. Compara los tamaños de las siguientes especies: a) O y O^{2-} ; b) Al y Al^{3+}

a) El radio atómico para el anión óxido es mucho mayor que el del O al incorporar dos nuevos electrones que experimentan una fuerte repulsión con respecto a las capas internas de electrones.

b) En este caso, el catión Al^{3+} es mucho más pequeño que Al dado que la densidad de carga positiva es muy grande, atrayendo con más fuerza la nube electrónica restante.

16. Indica si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

a) El ión Ba^{2+} tiene configuración de gas noble

b) El radio del ión I^- es mayor que el del átomo I.

a) Verdadero. Al perder sus dos electrones s más exteriores.

b) Verdadero. El anión es siempre mayor que el átomo del que procede al experimentar, el electrón de más, fuertes repulsiones interelectrónicas con las capas electrónicas inferiores.

17. Dadas las siguientes especies: Ar, Ca^{2+} y Cl^- .

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

- Escribe sus configuraciones electrónicas
- Ordénalas por orden creciente de sus radios razonando la respuesta

a) $\text{Ar} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; $\text{Ca}^{2+} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; y $\text{Cl}^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Son isoelectrónicos.

b) El radio crece como decrece la carga nuclear, por lo que: $\text{Ca}^{2+} < \text{Ar} < \text{Cl}^-$

18. La configuración electrónica de un elemento para un estado excitado es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Razona cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

- Pertenece al grupo de los alcalinos.
- Pertenece al período 5 del sistema periódico.
- Tiene carácter metálico.

a) Sí, ya que la configuración electrónica que le correspondería al átomo en su estado fundamental sería $4s^1$.

b) No, precisamente por esa razón pertenece al cuarto.

c) Sí. Los elementos de este grupo tienen carácter metálico al ser muy poco electronegativos.

19. Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.

- Escribe la configuración electrónica de cada elemento.
- Indica qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
- Indica razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.

a) $Z = 20 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; $Z = 27 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$; $Z = 34 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$;

b) El más electronegativo es el de $Z = 34$, al estar en el mismo período y estar llenando orbitales p (se encuentra más a la derecha). Es el que tiene también mayor CNE. El de mayor radio será el de menor carga nuclear efectiva, por tanto, el de $Z = 20$.

c) El de $Z=34$ es un no metal al estar llenando orbitales p, aunque se encuentra en la zona de división entre metales y metaloides (semimetales). Los de $Z = 20$, con orbitales s y $Z = 27$, con orbitales d, son metales.

20. Dado el elemento de $Z = 19$:

- Escribe su configuración electrónica
- Indica a qué grupo y periodo pertenece.
- ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

b) Grupo 1, período 4

c) $n = 4, l = 0, m_l = 0, m_s = \pm 1/2$

21. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas: a)Cuál es el elemento que presenta la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; b)Cuál es el elemento cuyo ión dipositivo posee configuración electrónica: $[\text{Kr}] 4d^5 5s^2$.

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

a) Ese elemento pertenece al tercer período, grupo 16 (grupo del oxígeno), por lo que se trata del azufre (S).

b) Está llenando los electrones 4d y pertenece a quinto periodo. La configuración del átomo neutro es tendrá dos electrones más y corresponderá, por tanto, al rodio (Rh).

22. Agrupa las especies que son isoelectrónicas: O^{2-} , N, F^- , Na^+ , Ge^{2+} , B^{2-} , Zn.

Son isoelectrónicos los siguientes grupos de átomos: O^{2-} , F^- y Na^+ , todos con configuración $1s^2 2s^2 2p^6$; N y B^{2-} , con configuración $1s^2 2s^2 2p^3$; y Ge^{2+} y Zn, con configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$.

23. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos neutros A ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) y B ($1s^2 2s^2 2p^6 5p^1$) indica, razonándolo, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Se necesita energía para pasar de A a B; b) A y B representan elementos distintos; c) Se requiere una menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

a) Verdadero. Siempre se precisa energía para pasar un electrón de un nivel dado a otro de energía superior.

b) Falso. Tienen el mismo número de electrones y la misma carga (ambos son neutros) por lo que no pueden ser especies isoelectrónicas de átomos diferentes. Son el mismo elemento.

c) Verdadero. Ya que el electrón está en un nivel superior de energía, costará menos llevarlo hasta el infinito (suposición hecha para energías de ionización que significa fuera de la influencia del potencial del átomo en cuestión).

24. Siguiendo las reglas de Slater, determine: a) la carga nuclear efectiva de cada uno de los conjuntos orbitales del átomo de Fe ($Z = 26$); b) la preferencia de llenado entre una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ y una $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$.

a) Lo primero es escribir la configuración electrónica del hierro y dividir los orbitales en conjuntos según Slater: $1s^2 | 2s^2 2p^6 | 3s^2 3p^6 | 3d^6 | 4s^2$

Ahora podemos calcular los valores de CNE para cada conjunto orbital una vez calculado el apantallamiento, a , empezando por el nivel de más alta energía, por ejemplo:

En **4s**: $a = 0,35 \times 1$ (el otro electrón s)
+ $0,85 \times 14$ (electrones de la capa 3)
+ 1×10 (electrones de las otras capas) = 22.25
→ $Z_{\text{eff}}(4s) = 26 - 22.25 = 3.75$

En **3d**: $a = 0,35 \times 5$ (los otros electrones d)
+ 1×18 (el resto de electrones) = 19.75
→ $Z_{\text{eff}}(3d) = 26 - 19.75 = 6.25$

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

En **3s/3p**: $a = 0,35 \times 7$ (los otros electrones del grupo)
 $+ 0,85 \times 8$ (electrones de la capa anterior)
 $+ 1 \times 2$ (el resto de electrones) = 11.25
 $\rightarrow Z_{\text{eff}}(3s/3p) = 26 - 11.25 = 14.75$

En **2s/2p**: $a = 0,35 \times 7$ (los otros electrones del grupo)
 $+ 0,85 \times 2$ (electrones de la capa anterior) = 4.15
 $\rightarrow Z_{\text{eff}}(2s/2p) = 26 - 4.15 = 21.85$

En **1s**: $a = 0,30 \times 1$ (el otro electrón del grupo) = 0.30
 $\rightarrow Z_{\text{eff}}(1s) = 26 - 0.30 = 25.70$

b) Para ello calculamos la CNE del último nivel en cada caso:

Configuración $4s^1 \rightarrow 4s$: $a = 0,85 \times 8 + 1 \times 10 = 16.80 \rightarrow Z_{\text{eff}}(4s) = 19 - 16.80 = 2.20$
 Configuración $3d^1 \rightarrow 3d$: $a = 1 \times 18 = 18 \rightarrow Z_{\text{eff}} = 19 - 18 = 1$

Como hay más CNE para una configuración $4s^1$, será esta la que se adopte ya que los electrones estarán más retenidos en el átomo disminuyendo su energía potencial (átomo más estable).

25. Calcula el estado de oxidación de cada átomo en los siguientes compuestos:

i) cloroformo, ii) tetraclorosilano, iii) formaldehído, iv) acetona, v) metilamina, vi) etileno, vii) 1,2-dicloroetileno, viii) acetileno, ix) etanol, x) ácido acético, xi) dietiléter, xii) ciclobutano, xiii) ciclopropeno, xiv) benceno, xv) monóxido de carbono, xvi) agua, xvii) óxido de berilio, xviii) cloruro de cesio, xix) diyoduro de plomo, xx) trihidruro de boro, xxi) peróxido de hidrógeno, xxii) tetróxido de osmio, xxiii) amoniaco, xxiv) hipoclorito de sodio, xxv) nitrato de magnesio, xxvi) ácido sulfúrico, xxvii) dióxido de silicio, xxviii) grafito, xxix) dinitrógeno y xxx) xenón.

Por sencillez, vamos a omitir los átomos de hidrógeno cuyo estado de oxidación es +1, que es el más habitual para este átomo, excepto en el caso de los hidruros (-1) y en el del dihidrógeno (0). En estructuras más complicadas de expresar en una línea de texto se ponen directamente los valores de los estados de oxidación para cada átomo. Es conveniente dibujar la estructura en cada caso.

+2 -1 +4 -1 0 -2 -3 +2 -2 -3 -2 -3 -2 -2 -1 0 0 -1 -1 -1
 i) CHCl_3 ; ii) SiCl_4 ; iii) HCHO ; iv) H_3CCOCH_3 ; v) H_3CNH_2 ; vi) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$; vii) $\text{HCIC}=\text{CCH}$; viii) $\text{HC}\equiv\text{CH}$;

-3 -1 -2 -3 +3 -2 -3 -1 -2 -1 -3
 ix) $\text{H}_3\text{CH}_2\text{COH}$; x) $\text{H}_3\text{CCO}_2\text{H}$; xi) $\text{H}_3\text{CH}_2\text{COCH}_2\text{CH}_3$; xii) $\text{C} = -2$; xiii) $\text{C}(\text{H}_2) = -2$ y $\text{C}(\text{C}) = -1$; xiv) $\text{C} = -1$;

+2 -2 -2 +2 -2 +1 -1 +2 -1 +3 -1 -1 -1 +8 -2 -3
 xv) CO ; xvi) H_2O ; xvii) BeO ; xviii) CsCl ; xix) PbI_2 ; xx) BH_3 ; xxi) HOOH (H_2O_2); xxii) OsO_4 ; xxiii) NH_3 ;

+1 -2 +2 +5 -2 +6 -2 +4 -2 0 0
 xxiv) HClO ; xxv) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$; xxvi) H_2SO_4 ; xxvii) SiO_2 ; xxviii) $\text{C} = 0$; xxix) N_2 ; xxx) Xe

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

26. Compare el momento magnético (en magnetones de Bohr, μ_B) de las especies dicatiónicas correspondientes a las siguientes configuraciones electrónicas, considerando solo el principio de máxima multiplicidad de Hund: a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$; b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$; d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$; e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$.

El momento magnético (μ) puede relacionarse con el magnetón de Bohr (μ_B) en función del número de electrones desapareados presentes (n) de la siguiente manera:

$$\mu = \mu_B \sqrt{n(n+2)}$$

Todos estos casos suponen electrones desapareados en orbitales d, donde solo vamos a considerar el principio de máxima multiplicidad (suponiendo la aproximación del ión libre, esto es sin un campo externo operando sobre él).

$$\text{a) } d^1 \rightarrow \mu = \mu_B \sqrt{1(1+2)} = 1.732\mu_B$$

$$\text{a) } d^3 \rightarrow \mu = \mu_B \sqrt{3(3+2)} = 3.873\mu_B$$

$$\text{c) } d^5 \rightarrow \mu = \mu_B \sqrt{5(5+2)} = 5.916\mu_B$$

$$\text{d) } d^7 \rightarrow \mu = \mu_B \sqrt{3(3+2)} = 3.873\mu_B$$

¡Ojo!, al corresponder a una configuración más que medio llena, hay que escribir primero los electrones siguiendo el principio de máxima multiplicidad y luego ir apareando en función de los electrones totales (ver el ejercicio 7 de esta misma relación). Es fácil darse cuenta que el momento magnético a lo largo de un conjunto orbital será máximo cuando se medio llene la capa en cuestión ya que habrá entonces un valor máximo de electrones desapareados. También se tiene aquí que los momentos magnéticos de configuraciones simétricas respecto a la central (d^5 en este caso) son iguales. Así, para este ejemplo: $d^1 = d^9$, $d^2 = d^8$, $d^3 = d^7$ y $d^4 = d^6$.

$$\text{e) } d^{10} \rightarrow \mu = \mu_B \sqrt{0(0+2)} = 0\mu_B$$

27. ¿Qué configuración electrónica presentará un mayor valor del momento magnético?: p^1 , p^2 , p^3 , p^4 , p^5 o p^6 ?

La p^3 , que es la que presenta un mayor número de electrones desapareados.

28. ¿Qué significa que el oxígeno se reduce a agua con un potencial de +1.23?

Esa sería la forma rápida de expresarse, aunque se hacen algunas asunciones. Por ejemplo, no se suelen decir las unidades, pero el potencial tiene unidades de voltio (V). Se dice oxígeno, pero se entiende que es su forma molecular, o sea, dióxígeno. Más importante, si no se dice nada, se supone siempre que estamos en medio ácido y en condiciones estándar (potencial estándar), esto es, 25 °C, 1 atm de presión y concentración 1 M en protones (del medio ácido). El objetivo de este tema no es conocer la reacción química que tiene lugar para la transformación del oxígeno en agua (y viceversa) sino interpretar el valor numérico del potencial. Que ese valor sea positivo para el potencial estándar de reducción significa que es una reacción espontánea ($\Delta G^o = -nFE^o$) en el sentido de la reducción, esto es, el O_2 tiende (en medio ácido) a reducirse a H_2O . Estos valores sirven para ser comparados con otra reacción que se acopla para dar lugar a un proceso redox completo: una reacción de reducción y otra de oxidación. Si la otra reacción que consideremos tiene un potencial de reducción estándar más positivo de 1.23, significará que tendrá todavía más tendencia

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

a reducirse por lo que nuestra reacción del oxígeno tendrá que funcionar al revés, y el agua se convertirá en oxígeno, impulsada por el mayor potencial de la otra reacción. Si, por el contrario, el otro potencial de reducción es menos positivo o más negativo, el oxígeno se convertirá en agua y la otra reacción tendrá lugar en sentido contrario (el de la oxidación). Porque no hay que olvidar que si se da un proceso de reducción, la reacción acoplada tiene que ser de oxidación.

29. Justifique a qué obedecen los cambios observados en el valor del potencial estándar de reducción (en V) para las siguientes series cuando nos movemos: a) a lo largo del período, y b) a lo largo del grupo.

a) $E^{\circ}(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1.18$; $E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0.44$; $E^{\circ}(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0.28$; $E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0.25$; $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34$

b) $E^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0.25$; $E^{\circ}(\text{Pd}^{2+}/\text{Pt}) = +0.95$; $E^{\circ}(\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}) = +1.18$

a) Como vemos, al movernos a lo largo del cuarto período desde el manganeso al cobre, los potenciales de reducción (el proceso que tiene lugar está indicado entre paréntesis; por ejemplo, el primero quiere decir que el Mn^{2+} se transforma en Mn°) se hacen cada vez menos negativos e, incluso, llegan a ser positivos en el caso de cobre. Eso significa que los procesos de reducción tienen **cada vez más** tendencia a darse. Dicho de otro modo, presentan cada vez más tendencia a acomodar electrones. Eso concuerda perfectamente con el aumento de la carga nuclear efectiva en ese sentido, que implica una más fuerte retención de los electrones y, por ende, una mejor posibilidad de acomodar nuevos electrones.

b) En este caso, al bajar en el grupo 10 (Ni, Pd, Pt) observamos también que el potencial de reducción se hace cada vez más positivo. Por tanto, también sucede que tiene mayor tendencia a darse dicho proceso al bajar en el grupo ¿Por qué? También por el aumento de la carga nuclear efectiva. Esta vez debido a la contracción tanto a contracción escándida (menor apantallamiento de los orbitales 3d), contracción lantánida (menor apantallamiento de los orbitales 4f) y efectos relativistas que empiezan a cobrar importancia en átomos pesados. Esto lleva a una mayor carga nuclear que hace que el orbital 6s sea más difícil de oxidar de lo esperado (efecto del par inerte). La gran diferencia entre los valores del Ni y el Pd, en cambio, se debe principalmente a la configuración electrónica, ya que, mientras el Ni es un $3d^8 4s^2$, el Pd es un $3d^{10}$, lo que supone una configuración de capa cerrada que cuesta más trabajo romper.

30. Puede suponerse que el electrón de valencia del potasio se mueve en un campo de potencial debido al núcleo y a las capas electrónicas internas, de modo que, en primera aproximación, podemos considerarlo como un átomo con un solo electrón y una carga nuclear efectiva Z^* . Calcúlese dicha carga sabiendo que el primer potencial de ionización del potasio es de 4,34 eV. Finalmente, compare este valor con el obtenido resultado de aplicar las reglas de Slater.

Notas:

1. Considérese que el electrón salta del cuarto nivel de energía ($n = 4$ ya que la configuración electrónica es $[\text{Ar}] 4s^1$)
2. Tómese para la constante de Rydberg un valor de 109737.6 cm^{-1} , para la velocidad de la luz $2.998 \times 10^8 \text{ m/s}$ y $6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ para la constante de Planck
3. Siendo $1 \text{ eV} = 1.602 \times 10^{-19} \text{ J}$

EJERCICIOS TABLA PERIÓDICA

Ese salto electrónico viene caracterizado por una energía igual a $h\nu$.

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Como sabemos que en las transiciones electrónicas $\frac{1}{\lambda} = R \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ podemos escribir $\Delta E = hc \cdot R \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$. Considerando ahora que tratamos con una energía de ionización ($n_2 = \infty$) y que la carga nuclear determinada es, realmente, la carga nuclear efectiva, nuestra ecuación quedaría como sigue:

$$\Delta E = hc \frac{R \cdot (Z^*)^2}{n_1^2}$$

donde $n_1 = 4$, que es desde donde salta el electrón. Por eso, podemos escribir que $\Delta E = hc \cdot T_4$, siendo T_4 la energía del cuarto término. La constante de Rydberg (R) es la que da el problema (no es la del hidrógeno). Despejando Z^* obtenemos la siguiente expresión:

$$Z^* = \sqrt{\frac{n_1^2 \cdot \Delta E}{hc \cdot R}}$$

ΔE nos lo da el problema como dato en eV. En J sería: $4.34 \text{ eV} \cdot 1.602 \times 10^{-19} \text{ J/eV} = 6.95 \times 10^{-19} \text{ J}$. Así:

$$Z^* = \sqrt{\frac{16 \cdot 6.95 \times 10^{-19} \text{ J}}{6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 2.998 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 10973760 \text{ m}^{-1}}} = \sqrt{5.10} = 2.26$$

Cantidad adimensional que correspondería con la CNE a partir de los datos de energía de ionización.

Aplicando las reglas de Slater para el último nivel del K ($Z = 19$), de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ tendríamos:

el apantallamiento, $a = 8 \times 0.85 + 10 \times 1 = 16.8$, de forma que $Z^* = 19 - 16.8 = 2.2$, valor este que concuerda perfectamente con el calculado con la fórmula de Rydberg a partir del valor experimental de energía de ionización.