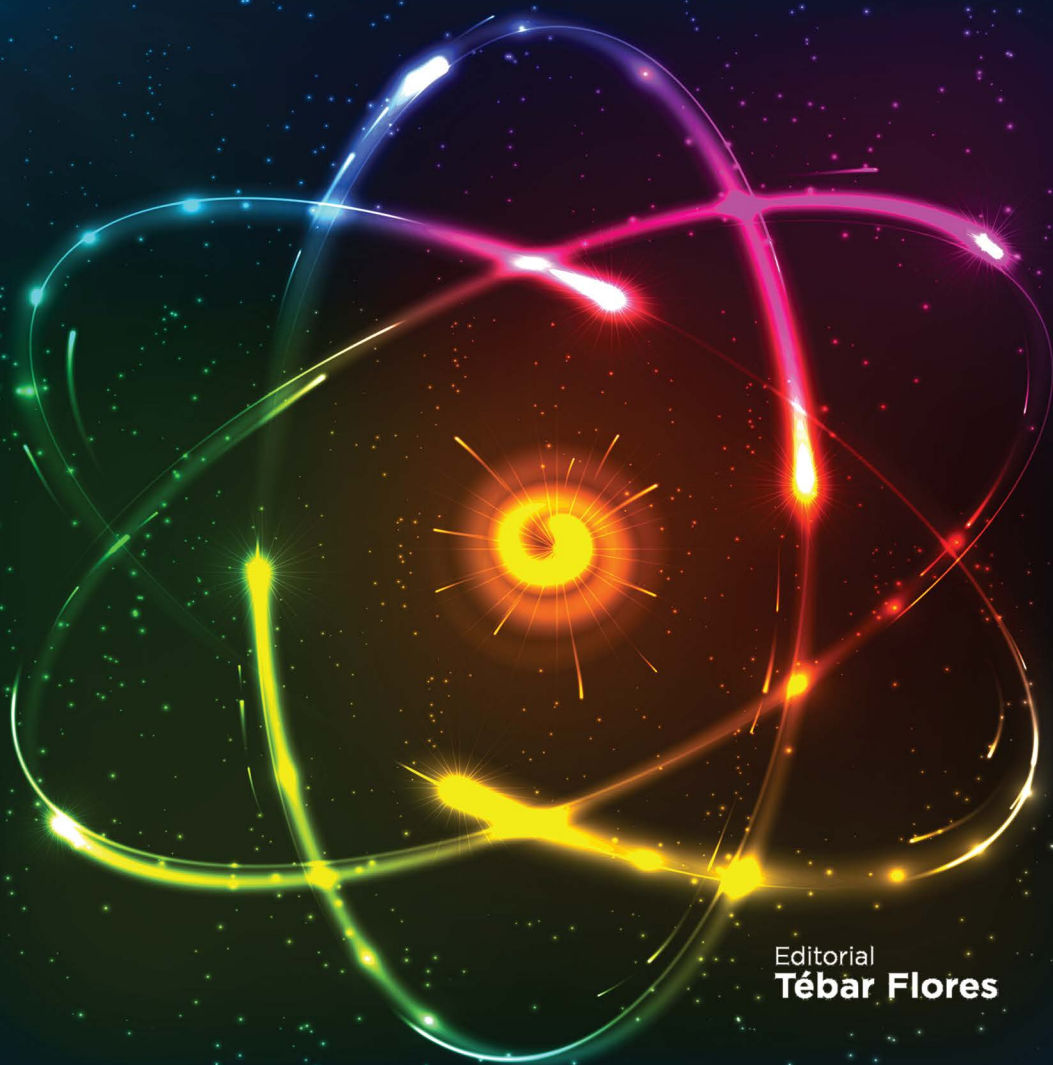


La Química en Problemas

J. M. Teijón, J. A. García, Y. Jiménez, I. Guerrero

2ª edición



Editorial
Tébar Flores

J. M. Teijón - J. A. García - Y. Jiménez - I. Guerrero

LA QUÍMICA

EN PROBLEMAS



www.tebarflores.com

Todos los derechos reservados. Queda prohibida, salvo excepción prevista en la Ley, cualquier forma de reproducción, distribución, comunicación pública y transformación de esta obra sin contar con la autorización expresa de Editorial Tébar Flores. La infracción de estos derechos puede ser constitutiva de delito contra la propiedad intelectual (arts. 270 y siguientes del Código Penal).

LA QUÍMICA EN PROBLEMAS (2ª edición)

J. M. Teijón, J. A. García, Y. Jiménez, I. Guerrero

© 2006 Editorial Tébar Flores, S.L.

C/ Zurbano, 45

28010 Madrid

Tel.: (+34) 91 550 02 60

info@tebarflores.com

www.tebarflores.com

eISBN: 978-84-7360-401-7

ÍNDICE

PRÓLOGO	7
1. CONCEPTOS FUNDAMENTALES. ESTEQUIOMETRÍA	9
2. ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO	31
3. ENLACE QUÍMICO	51
4. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA	73
5. DISOLUCIONES	99
6. TERMOQUÍMICA	117
7. CINÉTICA QUÍMICA	135
8. EQUILIBRIO QUÍMICO	165
9. ÁCIDOS Y BASES	187
10. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN	217
11. ELECTROQUÍMICA	257
12. SOLUBILIDAD Y PRECIPITACIÓN	277
13. METALES. ALEACIONES	303
14. ELEMENTOS NO METÁLICOS. SEMICONDUCTORES	321
15. QUÍMICA NUCLEAR	343
16. QUÍMICA DE LOS COMPUESTOS DEL CARBONO. MECANISMO DE LAS REACCIONES ORGÁNICAS	367
17. HIDROCARBUROS ALIFÁTICOS Y AROMÁTICOS. DERIVADOS HALOGENADOS	397
18. COMPUESTOS ORGÁNICOS OXIGENADOS	425
19. COMPUESTOS ORGÁNICOS NITROGENADOS	447
APÉNDICE	465

PRÓLOGO

El objetivo primordial que nos hemos propuesto al escribir este libro de problemas ha sido el de complementar los conocimientos teóricos de los estudiantes de Química General. Realmente, sólo se puede afirmar que los alumnos comprenden los conceptos químicos cuando son capaces de aplicarlos a casos prácticos concretos.

El libro va dirigido fundamentalmente a los alumnos de primer curso de Facultades de Ciencias, Escuelas Universitarias y Escuelas Técnicas Superiores, y a lo largo de los capítulos se resuelven muchos problemas que han sido propuestos en exámenes realizados en estos centros universitarios.

En cada capítulo se ha incluido un resumen teórico breve de los conocimientos necesarios para resolver los problemas, lo que facilitará, sin duda, la comprensión de los mismos.

El grado de dificultad de los problemas aumenta a medida que se avanza en cada tema, sirviendo los primeros ejemplos para recordar conceptos químicos básicos.

Todos los problemas se han resuelto razonando con detalle cada paso importante y se ha incluido en cada capítulo un número suficiente de ejercicios diversos, de modo que se realiza un tratamiento exhaustivo de cada tema, evitando, no obstante, la repetición innecesaria de un mismo tipo de problema.

Agradecemos de antemano a los profesores y estudiantes las posibles sugerencias y comentarios que deseen efectuarnos, que permitirán mejorar las futuras ediciones.

Los autores

CAPÍTULO 1

CONCEPTOS FUNDAMENTALES. ESTEQUIOMETRÍA

1.1. MASA ATÓMICA. MASA MOLECULAR. MASA EQUIVALENTE

La masa de los átomos y de las moléculas se mide tomando como unidad la llamada unidad de masa atómica (u):

Doceava parte de la masa atómica del átomo de carbono-12.

Masa atómica es la masa de un átomo, medida en u. Por ejemplo, cuando decimos que la masa atómica del calcio es 40, estamos indicando que es 40 veces mayor que la doceava parte de la masa de un átomo de C-12.

Masa molecular es la masa de una molécula, medida en u. Es la suma de las masas de los átomos que forman la molécula.

El término masa molecular se debe reservar para las sustancias que existen en forma de moléculas discretas; al referirse a compuestos iónicos y a otros en los que no existen moléculas discretas es preferible utilizar la expresión masa fórmula.

Masa equivalente de una sustancia es la masa de la misma, medida en u, que se combina con 1,008 u de hidrógeno o con 8 u de oxígeno. Por ejemplo, 40 u de calcio se combinan con 16 u de oxígeno para formar CaO; por tanto, el calcio tiene una masa equivalente igual a 20 u.

Junto a los conceptos de masa atómica, masa molecular y masa equivalente se utilizan los de peso atómico, pero molecular y peso equivalente. Existe entre ellos la misma relación que la general entre masa y peso: $P = m \cdot g$. Como la masa es una constante y el peso no, puesto que depende de la intensidad del campo gravitatorio (g) que es variable, parece más lógico utilizar masas.

1.2. ÁTOMO-GRAMO, MOLÉCULA-GRAMO. EQUIVALENTE-GRAMO

Átomo-gramo es el número de gramos que coincide con el número que expresa la masa atómica. Por ejemplo, un átomo-gramo de calcio equivale a 40 gramos de calcio. Es la masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos expresada en gramos. Un átomo-gramo contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos (número de Avogadro).

Molécula-gramo o mol es el número de gramos que coincide con el número que expresa la masa molecular. Es la masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas. Por ejemplo, la masa molecular del ácido sulfúrico es 98 u, luego un mol de ácido sulfúrico equivale a 98 gramos.

Equivalente-gramo es el número de gramos que coincide con el número que expresa la masa equivalente. Por ejemplo, un equivalente-gramo de calcio equivale a 20 gramos de calcio. Es la masa de $6,02 \cdot 10^{23}$ masas equivalentes expresada en gramos.

El equivalente-gramo de un compuesto se calcula mediante la ecuación:

$$\text{Equivalente-gramo} = \frac{\text{molécula-gramo}}{a}$$

En los ácidos, a = número de H^+ que cede el ácido. En las bases, es el número de OH^- presentes en la base o el número de H^+ que capta la base. Para un oxidante o un reductor es el número de electrones intercambiados. En las reacciones de precipitación es el número de cargas positivas o negativas del compuesto.

El equivalente-gramo de un elemento se calcula mediante la ecuación:

$$\text{Equivalente-gramo} = \frac{\text{átomo-gramo}}{\text{valencia}}$$

El concepto de mol se ha generalizado como un número de partículas y es frecuente encontrar expresiones como: “un mol de átomos”, “un mol de iones”, “un mol de electrones”, etc. En todos los casos un mol contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas: un mol de electrones contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ electrones, un mol de iones contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ iones, etc.

1.3. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Se denomina estequiometría al estudio de las relaciones cuantitativas que existen entre las sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

Aunque la resolución de estos problemas puede hacerse por varios caminos, recomendamos los siguientes pasos:

1. Escribir correctamente ajustada la reacción química.
2. Calcular el número de moles de las sustancias que figuran como datos en el problema.
3. Calcular el número de moles de las sustancias que aparecen como incógnitas.
4. Expresar, si lo exige el problema, la masa y el volumen en otras unidades utilizando los conceptos de mol y de volumen molar.

1.4. LEY DE DULONG Y PETIT

Los calores por átomo-gramo de los elementos sólidos tienen el valor casi constante de $6,3 \text{ cal/át-g} \cdot ^\circ\text{C}$.

$$A \cdot C_e = 6,3$$

A = masa atómica, C_e = calor específico del elemento.

PROBLEMAS

1.1. ¿Qué cantidad de moles, moléculas y átomos hay en 200 litros de hidrógeno (H_2) en condiciones normales? ¿Cuál es la masa del gas? Qué volumen ocuparía a 294 K y 98.000 N/m²? Mol de H_2 = 2 g .

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \text{—} & 22,4 \text{ litros en c.n.} \\ x & \text{—} & 200 \text{ litros en c.n.} \end{array} ; \quad x = 8,9 \text{ moles}$$

$$N^\circ \text{ moléculas} = 8,9 \text{ moles} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléc}}{\text{mol}} = 53,6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$N^\circ \text{ átomos} = 2 \frac{\text{átomos}}{\text{molécula}} \cdot 53,6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 107,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\text{Masa de gas} = 8,9 \text{ moles} \cdot 2 \text{ g/mol} = 17,8 \text{ g}$$

$$PV = nRT ; \quad V = \frac{nRT}{P} = \frac{8,9 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 294 \text{ K}}{0,967 \text{ atm}} = 221,9 \text{ litros}$$

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ atm} & \text{—} & 101.300 \text{ N/m}^2 \\ x & \text{—} & 98.000 \text{ N/m}^2 \end{array} \quad x = 0,967 \text{ atm.}$$

1.2. Procedentes del Sol chocan con la superficie de la Luna aproximadamente 10^{11} átomos de hidrógeno por cm² y segundo. ¿Qué peso de hidrógeno se depositará en 1 m² de superficie lunar en 1.000 años?

$$1 \text{ m}^2 = 10^4 \text{ cm}^2 ,$$

$$1.000 \text{ años} = 10^3 \text{ años} \cdot 365 \frac{\text{días}}{\text{año}} \cdot 24 \frac{\text{horas}}{\text{día}} \cdot 3600 \text{ s/hora} = 3,1536 \cdot 10^{10} \text{ s}$$

$$N^\circ \text{ átomos} = 10^{11} \frac{\text{átomos}}{\text{cm}^2 \cdot \text{s}} \cdot 10^4 \text{ cm}^2 \cdot 3,1536 \cdot 10^{10} \text{ s} = 3,1536 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

$$\begin{array}{rcl} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} & \text{—} & 1 \text{ g} \\ 3,1536 \cdot 10^{25} & \text{—} & x \end{array} \quad x = 52,38 \text{ g}$$

1.3. Un hidrocarburo saturado gaseoso está formado por el 80% de carbono. ¿Cuál es su fórmula molecular si la densidad en condiciones normales es 1,34 g/l. Masas atómicas: C = 12, H = 1.

$$PM = \rho RT ; \quad M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{1,34 \frac{\text{g}}{\text{l}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 30 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si en 100 g de hidrocarburo} \quad \text{---} \quad 80 \text{ g C} \\ \text{30 g de hidrocarburo} \quad \text{---} \quad x_{\text{C}} \end{array} \right\} \quad x_{\text{C}} = 24 \text{ g}; \quad n^{\circ} \text{ át-g C} = \frac{24 \text{ g}}{12 \text{ g/át-g}} = 2 \text{ át-g}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si en 100 g de hidrocarburo} \quad \text{---} \quad 20 \text{ g H} \\ \text{30 g de hidrocarburo} \quad \text{---} \quad x_{\text{H}} \end{array} \right\} \quad x_{\text{H}} = 6 \text{ g}; \quad n^{\circ} \text{ át-g H} = \frac{6 \text{ g}}{1 \text{ g/át-g}} = 6 \text{ át-g}$$

Fórmula molecular: C_2H_6 .

1.4. Hállese la fórmula empírica de un compuesto de la siguiente composición centesimal: 45,86% de potasio, 37,65% de oxígeno y 16,49% de nitrógeno. Masas atómicas: N = 14, O = 16, K = 39.

En 100 g del compuesto tenemos 45,86 g de potasio, 37,65 g de oxígeno y 16,49 g de nitrógeno. Dividiendo cada una de estas cantidades por los respectivos átomos-gramo obtenemos el número de átomos-gramo de cada elemento existentes en 100 g del compuesto:

$$\frac{45,86 \text{ g}}{39 \text{ g/át-g}} = 1,17 \text{ át-g}; \quad \frac{37,65 \text{ g}}{16 \text{ g/át-g}} = 2,35 \text{ át-g}; \quad \frac{16,49 \text{ g}}{14 \text{ g/át-g}} = 1,17 \text{ át-g}$$

Como los subíndices de las fórmulas son siempre números enteros, los podemos obtener dividiendo por el subíndice menor:

$$\frac{1,17}{1,17} = 1; \quad \frac{2,35}{1,17} = 2; \quad \frac{1,17}{1,17} = 1$$

En consecuencia, la fórmula es: KNO_2 .

1.5. El yeso es sulfato cálcico hidratado. Si al calentar 3,273 g de yeso, se convierten en 2,588 g de sulfato cálcico anhidro. Calcular la fórmula del yeso. Masas atómicas: S = 32, O = 16, H = 1, Ca = 40.

Se pretende determinar n en la fórmula: $\text{CaSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

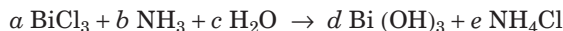
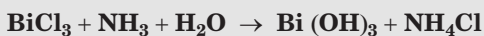
$$\text{Masa de CaSO}_4 = 2,588 \text{ g}; \quad \text{Masa de H}_2\text{O} = 3,273 \text{ g} - 2,588 \text{ g} = 0,685 \text{ g}$$

$$n^{\circ} \text{ de moles CaSO}_4 = \frac{2,588 \text{ g}}{136 \text{ g/mol}} = 0,019 \text{ moles};$$

$$n^{\circ} \text{ de moles H}_2\text{O} = \frac{0,685 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0,038 \text{ moles}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si en 0,019 moles de CaSO}_4 \text{ hay} \quad \text{---} \quad 0,038 \text{ moles de H}_2\text{O} \\ \text{en 1 mol de CaSO}_4 \text{ hay} \quad \text{---} \quad n \text{ moles de H}_2\text{O} \end{array} \right\} \quad n = \frac{0,038}{0,019} = 2$$

Fórmula del yeso: $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.

1.6. Ajustar la siguiente reacción:

Como el número de átomos de cada elemento debe ser igual en ambos miembros de la ecuación, se cumplirá:

Para el bismuto: $a = d$.

Para el cloro: $3a = e$.

Para el nitrógeno: $b = e$.

Para el hidrógeno: $3b + 2c = 3d + 4e$.

Para el oxígeno: $c = 3d$.

Si suponemos, por ejemplo, que el coeficiente d tiene el valor 1, resulta:

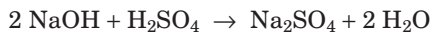
$$d = 1, \quad a = 1, \quad e = 3, \quad b = 3, \quad c = 3$$

La reacción igualada es:



1.7. Doscientos cm³ de una disolución 0,4 M de hidróxido de sodio reaccionan con 40 cm³ de una disolución 1,2 M de ácido sulfúrico. ¿Existe algún reactivo en exceso? ¿Qué cantidad de sulfato de sodio se forma en la reacción?

Masas atómicas: H = 1, O = 16, Na = 23, S = 32.



$$\text{Mol de NaOH} = 40 \text{ g}; \quad \text{n}^\circ \text{ de moles NaOH: } 0,2 \text{ l} \cdot 0,4 \frac{\text{moles}}{\text{l}} = 0,08 \text{ moles}$$

$$\text{Mol de H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g}; \quad \text{n}^\circ \text{ de moles H}_2\text{SO}_4: 0,04 \text{ l} \cdot 1,2 \frac{\text{moles}}{\text{l}} = 0,048 \text{ moles}$$

Según la reacción igualada:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles de NaOH reaccionan con 1 mol de H}_2\text{SO}_4 \\ 0,08 \text{ moles de NaOH} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{—————} x \\ x \end{array} \quad x = 0,04 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

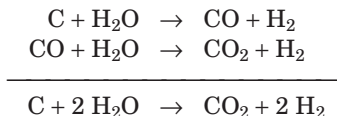
Hay un exceso de H₂SO₄: 0,048 moles – 0,04 moles = 0,008 moles.

Por cada mol de H₂SO₄ que reacciona se obtiene 1 mol de Na₂SO₄; por tanto, se obtienen 0,04 moles de Na₂SO₄.

Masa de Na₂SO₄ = 0,04 moles · 142 g/mol = 5,68 g.

1.8. El carbono a alta temperatura reacciona con vapor de agua produciendo monóxido de carbono e hidrógeno. A su vez, el monóxido de carbono obtenido reacciona posteriormente con vapor de agua produciendo dióxido de carbono e hidrógeno. Calcular la cantidad de carbono inicial necesaria

para obtener 120 litros de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. ¿Qué masa de hidrógeno se obtendrá? Masas atómicas: H = 12, O = 16.



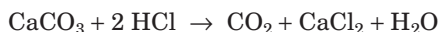
$$\text{N}^\circ \text{ moles CO}_2 = \frac{120 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 5,35 \text{ moles}; \quad n_{\text{C}} = 5,35 \text{ moles}; \quad n_{\text{H}_2} = 2 \cdot 5,35 = 10,7 \text{ moles}$$

$$\text{Masa de carbono} = 5,35 \text{ moles} \cdot 12 \text{ g/mol} = 64,2 \text{ g}$$

$$\text{Masa de hidrógeno} = 10,7 \text{ moles} \cdot 2 \text{ g/mol} = 21,4 \text{ g}.$$

1.9. En la reacción del carbonato cálcico con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua. Calcular la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es de 92%, que se necesita para obtener 250 kg de cloruro de calcio.

Masas atómicas: H = 1, C = 12, O = 16, Cl = 35,5, Ca = 40.



$$\text{N}^\circ \text{ de moles CaCl}_2 = \frac{250.000 \text{ g}}{111 \text{ g/mol}} = 2.252,2 \text{ moles}$$

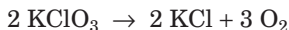
$$\text{N}^\circ \text{ de moles CaCO}_3 = 2.252,2 \text{ moles}$$

$$\text{Masa de CaCO}_3 = 2.252,2 \text{ moles} \cdot 100 \text{ g/mol} = 225.220 \text{ g} = 225,22 \text{ kg}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si en 100 kg de caliza} \quad \text{---} \quad 92 \text{ kg CaCO}_3 \\ \quad \quad \quad x \quad \quad \quad \text{---} \quad 225,22 \text{ kg CaCO}_3 \end{array} \right\} x = 244,8 \text{ kg}$$

$$\text{Mol CaCl}_2 = 111 \text{ g}; \quad \text{mol CaCO}_3 = 100 \text{ g}.$$

1.10. Una mezcla de dos sólidos blancos, KClO₃ y KCl, pesa 60 g. Por calefacción prolongada se liberan 8 g de oxígeno. Calcúlese el tanto por ciento de KCl en la mezcla original. K = 39, Cl = 35,5, O = 16.



$$\text{Mol de KClO}_3 = 39 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,5 \text{ g}$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles de oxígeno} = \frac{8 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ moles}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de KClO}_3 = 0,25 \text{ moles} \cdot 2/3 = 0,16 \text{ moles}$$

$$\text{Masa de KClO}_3 = 0,16 \text{ moles} \cdot 122,5 \text{ g/mol} = 20,4 \text{ g}$$

Masa de KCl en la mezcla original = 60 g – 20,4 g = 39,6 g

$$\left. \begin{array}{l} 60 \text{ g mezcla} \text{ — } 39,6 \text{ g KCl} \\ 100 \text{ g mezcla} \text{ — } x \end{array} \right\} x = 66\%$$

1.11. Al analizar cinco óxidos de nitrógeno se obtienen los siguientes resultados:

	% N	% O
Óxido 1:	63,64	36,36
Óxido 2:	46,67	53,33
Óxido 3:	36,84	63,16
Óxido 4:	30,43	69,57
Óxido 5:	25,93	74,07

Comprobar si se cumple la ley de las proporciones múltiples de Dalton.

Vamos a calcular los pesos de oxígeno que se combinan con una cantidad fija de nitrógeno, por ejemplo, 25,93 g (Óxido 5).

Óxido 1:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si con 63,64 g de nitrógeno se combinan 36,36 g de oxígeno} \\ \text{con 25,93 g de nitrógeno se combinarán } X_1 \end{array} \right\} X_1 = \frac{25,93 \cdot 36,36}{63,64} = 14,81 \text{ g}$$

Óxido 2:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si con 46,67 g de N, se combinan 53,33 g de O} \\ \text{con 25,93 g de N, se combinarán } X_2 \end{array} \right\} X_2 = \frac{53,33 \cdot 25,93}{46,67} = 29,63 \text{ g}$$

Óxido 3:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si con 36,84 g de N se combinan 63,16 g de O} \\ \text{con 25,93 g de N se combinan } X_3 \end{array} \right\} X_3 = \frac{63,16 \cdot 25,93}{36,84} = 44,46 \text{ g}$$

Óxido 4:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Si con 30,43 g de N se combinan 69,57 g de O} \\ \text{con 25,93 g de N se combinan } X_4 \end{array} \right\} X_4 = \frac{69,57 \cdot 25,93}{30,43} = 59,28 \text{ g}$$

Óxido 5:

$$X_5 = 74,07 \text{ g} \quad (\text{ver datos del problema})$$

Dividiendo los pesos obtenidos por el más pequeño (Óxido 1) obtenemos:

$$\frac{X_5}{X_1} = \frac{74,07}{14,81} = 5, \quad \frac{X_4}{X_1} = \frac{59,28}{14,81} = 4, \quad \frac{X_3}{X_1} = \frac{44,46}{14,81} = 3, \quad \frac{X_2}{X_1} = \frac{29,63}{14,81} = 2, \quad \frac{X_1}{X_1} = \frac{14,81}{14,81} = 1$$

Así pues, con una cantidad fija de nitrógeno (25,95 g) se combinan pesos de oxígeno que guardan entre sí relaciones sencillas, y, en consecuencia, sí se cumple la ley de Dalton.

1.12. Una sustancia orgánica contiene solamente carbono, hidrógeno y oxígeno. A 250 °C y 750 mm de Hg, 1,65 g de dicha sustancia en forma de vapor ocupan 629 ml. Su análisis químico elemental es el siguiente: 63,1% de C y 8,7% de H. Calcular su fórmula molecular.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1, C = 12, O = 16.

$$PV = \frac{m}{M} RT; \quad M = \frac{mRT}{PV} = \frac{1,65 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 523 \text{ K}}{\frac{750 \text{ mm}}{760 \text{ mm/atm}} \cdot 0,629 \text{ l}} = 114 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{ll} 100 \text{ g comp} & \text{---} 63,1 \text{ g de C} \\ 114 \text{ g comp} & \text{---} x_{\text{C}} \end{array} \right\} x_{\text{C}} = 71,93 \text{ g}; \quad n^{\circ} \text{ át-g C} = \frac{71,93 \text{ g}}{12 \text{ g/át-g}} = 6 \text{ át-g C}$$

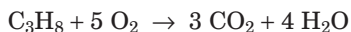
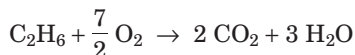
$$\left. \begin{array}{ll} 100 \text{ g comp} & \text{---} 8,7 \text{ g de H} \\ 114 \text{ g comp} & \text{---} x_{\text{H}} \end{array} \right\} x_{\text{H}} = 9,92 \text{ g}; \quad n^{\circ} \text{ át-g H} = \frac{9,92 \text{ g}}{1 \text{ g/át-g}} = 10 \text{ át-g H}$$

$$\left. \begin{array}{ll} 100 \text{ g comp} & \text{---} 28,2 \text{ g de O} \\ 114 \text{ g comp} & \text{---} x_{\text{O}} \end{array} \right\} x_{\text{O}} = 32,14 \text{ g}; \quad n^{\circ} \text{ át-g O} = \frac{32,14 \text{ g}}{16 \text{ g/át-g}} = 2 \text{ át-g O}$$

Fórmula molecular: $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_2$

1.13. Una mezcla de 50 cc, formada por etano y propano, necesita para su combustión completa 235 cc de oxígeno. ¿Cuál es la composición de la mezcla?

Las reacciones de combustión son:



Llamando x a los cc de etano presentes en la mezcla e y a los cc de propano:

$$x + y = 50$$

Por cada mol (volumen) de C_2H_6 son necesarios 7/2 moles (volúmenes) de oxígeno, y por cada volumen de propano, cinco de oxígeno. Así pues:

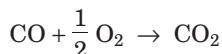
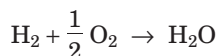
$$\frac{7}{2}x + 5y = 235$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 50 \\ \frac{7}{2}x + 5y = 235 \end{array} \right\} x = 10 \text{ cc}, \quad y = 40 \text{ cc}$$

La mezcla se compone de 10 cc de etano y 40 cc de propano.

1.14. Al estallar 400 cm^3 de una mezcla de hidrógeno, monóxido de carbono y oxígeno y volver a las condiciones iniciales, el volumen se reduce a 190 cm^3 , y al pasar este gas residual por una disolución de KOH queda un volumen de 70 cm^3 de oxígeno. ¿Cuál es la composición de la mezcla inicial?



Siendo x , y , z los cm^3 de hidrógeno, monóxido de carbono y oxígeno existentes en la mezcla inicial, se cumple:

$$x + y + z = 400$$

Al pasar el gas residual por la disolución de KOH, el volumen disminuye en 120 cm^3 , luego el volumen de CO_2 , igual al volumen de CO, es de 120 cm^3 :

$$y = 120 \text{ cm}^3$$

Por otra parte, el oxígeno que reacciona es igual al inicial menos el sobrante (70 cm^3):

$$\frac{1}{2}x + \frac{1}{2}y = z - 70$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones, se obtiene:

$$x = 100 \text{ cm}^3, \quad z = 180 \text{ cm}^3$$

1.15. El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción:



Calcular: a) La cantidad de reactivos necesarios para obtener 100 litros de cloro medidos a 15°C y 720 mm Hg ; b) el volumen de ácido clorhídrico $0,6 \text{ N}$ que habrá que utilizar. Mol de $\text{MnO}_2 = 87 \text{ g}$; mol de $\text{HCl} = 36,5 \text{ g}$.

$$\text{a) } PV = n_{\text{Cl}_2} RT; \quad n_{\text{Cl}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{(720/760) \text{ atm} \cdot 100 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} 288 \text{ K}} = 4 \text{ moles}$$

$$n_{\text{MnO}_2} = 4 \text{ moles}; \quad n_{\text{HCl}} = 4 \cdot 4 = 16 \text{ moles}$$

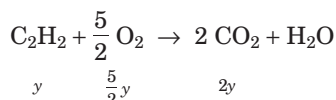
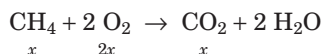
$$\text{masa MnO}_2 = 4 \text{ moles} \cdot 87 \text{ g/mol} = 348 \text{ g}$$

$$\text{masa HCl} = 16 \text{ moles} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 584 \text{ g}$$

$$\text{b) } 0,6 \text{ N} = 0,6 \text{ M}$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles} = VM; \quad 16 \text{ moles} = V \cdot 0,6 \frac{\text{moles}}{\text{l}}; \quad V = 26,6 \text{ litros}$$

1.16. Se introducen en un eudiómetro 145 cm^3 de oxígeno y 60 cm^3 de una mezcla de metano y etino. Finalizada la combustión y condensado el vapor de agua queda un volumen, formado por dióxido de carbono y oxígeno en exceso, de 100 cm^3 . Calcular la composición de la mezcla inicial y final.



Llamando x e y a los cm^3 de metano y etino, y z a los 30 cm^3 de oxígeno sobrante:

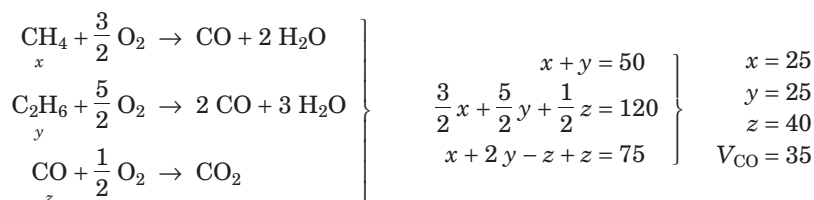
$$\left. \begin{array}{l} x + y = 60 \\ 2x + \frac{5}{2}y + z = 145 \\ x + 2y + z = 100 \end{array} \right\} \quad x = 30 ; \quad y = 30 ; \quad z = 10$$

La mezcla inicial está formada por 30 cm^3 de CH_4 y 30 cm^3 de C_2H_2 .

La mezcla final está formada por 90 cm^3 de CO_2 y 10 cm^3 de oxígeno.

1.17. Se introducen en un eudiómetro 50 cm^3 de una mezcla de metano y etano, y 120 cm^3 de oxígeno. Finalizado el proceso de combustión que se realiza con deficiencia de oxígeno y volviendo a las condiciones iniciales queda un volumen de 75 cm^3 . Determinar la composición de las mezclas inicial y final.

La combustión se realiza con déficit de oxígeno y, por tanto, no todo el carbono se convierte en dióxido de carbono. Llamando x e y a los cm^3 de metano y etano, y z a los cm^3 de CO que se convierten en CO_2 :

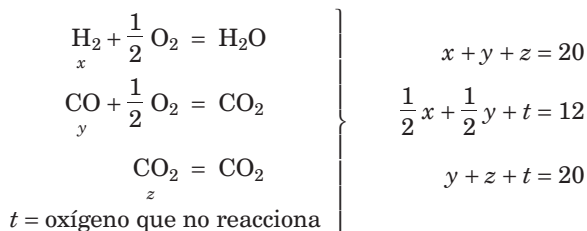


La mezcla inicial está formada por 25 cm^3 de CH_4 y 25 cm^3 de C_2H_6 .

La mezcla final está formada por 40 cm^3 de CO_2 y 35 cm^3 de CO.

1.18. Una mezcla de 20 cm^3 formada por hidrógeno, monóxido de carbono y dióxido de carbono se introduce en un eudiómetro con 12 cm^3 de oxígeno. Terminada la combustión y volviendo a las condiciones iniciales el volumen

total es de 20 cm^3 . Al pasar esta mezcla resultante por potasa el volumen se reduce a 6 cm^3 . Calcular la composición de la mezcla inicial.



Al pasar por potasa reacciona el CO_2 ; por tanto:

$$t = 6 \text{ cm}^3; \quad y + z = 20 - 6 = 14 \text{ cm}^3 \rightarrow x = 6 \text{ cm}^3$$

$$y = 6 \text{ cm}^3; \quad z = 8 \text{ cm}^3$$

1.19. El óxido de calcio contiene 71,47% de calcio y 28,53% de oxígeno. Determinar el equivalente-gramo y la masa atómica del calcio.

$$n^\circ \text{ eq-g de oxígeno} = n^\circ \text{ eq-g de calcio}$$

$$\frac{28,53}{8} = \frac{71,47}{\text{eq-g Ca}}; \quad \text{eq-g Ca} = 20,04 \text{ g}$$

$$\text{at-g Ca} = \text{Eq-g} \times \text{valencia}; \quad \text{at-g Ca} = 20,04 \cdot 2 = 40,08 \text{ g}$$

$$\text{masa atómica} = 40,08 \text{ u}$$

1.20. Calcular el equivalente-gramo de un elemento sabiendo que 7,69 g del óxido de este elemento se convierten en 18,17 g del cloruro del mismo elemento. El equivalente-gramo del cloro es 35,45 g.

Llamando x al eq-g del elemento, el eq-g del óxido será $x + 8$, y el eq-g del cloruro $x + 35,45$. Por tanto, $x + 8$ gramos del óxido darían $x + 35,45$ gramos del cloruro:

$$\frac{x + 35,45}{x + 8} \cdot 7,69 = 18,17; \quad x = 12,14 \text{ g}$$

1.21. La composición centesimal de una sustancia es: 24,6% de cobalto, 15,1% de ion amonio y 60,3% de cloro. Cuando esta sustancia se hidrata tiene un contenido en agua del 13,1%. ¿Cuál es la fórmula del hidrato formado? Masas atómicas: H = 1, N = 14, Cl = 35,5, Co = 58,4.

El n° de át-g presentes en 100 g de sustancia es:

$$\frac{24,6 \text{ g}}{58,39 \text{ g/át-g}} = 0,421 \text{ át-g de Co ;} \quad \frac{0,421}{0,421} = 1$$

$$\frac{15,1 \text{ g}}{18 \text{ g/ion-g}} = 0,839 \text{ ion-g NH}_4^+ ; \quad \frac{0,839}{0,421} \approx 2$$

$$\frac{60,3 \text{ g}}{35,5 \text{ g/át-g}} = 1,698 \text{ át-gr de Cl ;} \quad \frac{1,698}{0,421} = 4,03 \approx 4$$

Fórmula del compuesto: $\text{Co}(\text{NH}_4)_2\text{Cl}_4$.

$$\text{Mol de } \text{Co}(\text{NH}_4)_2\text{Cl}_4 = 236,4 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} \frac{87}{100} = \frac{236,4}{x} \\ \end{array} \right\} x = 271,3 ; \quad \left. \begin{array}{l} \frac{100}{13} = \frac{271,3}{y} \\ \end{array} \right\} y_{\text{H}_2\text{O}} = 35,27 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ moles H}_2\text{O} = \frac{35,27 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 1,95 \approx 2$$

Fórmula del hidrato: $\text{Co}(\text{NH}_4)_2\text{Cl}_4 \cdot 2 \text{ H}_2\text{O}$.

1.22. Determinar la fórmula empírica de un compuesto orgánico que contiene C, H, N y O, con los siguientes datos:

Al oxidar 3,03 g del compuesto se forman 2,22 g de CO_2 y 1,818 g de agua.

Una masa de 0,507 g del compuesto libera 205,2 cm^3 de nitrógeno medidos sobre agua a 17 °C y 758 mm de Hg.

La presión de vapor del agua a 17 °C es 14,5 mm de Hg.

$$\left. \begin{array}{l} 44 \text{ g CO}_2 \text{ ————— } 12 \text{ g C} \\ 2,22 \text{ ————— } x \end{array} \right\} x_{\text{C}} = 0,606 \text{ g ;} \quad \left. \begin{array}{l} 18 \text{ g H}_2\text{O} \text{ ————— } 2 \text{ g H} \\ 1,818 \text{ ————— } x \end{array} \right\} x_{\text{H}} = 0,202 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 0,507 \text{ g compuesto ————— } 205,2 \text{ cm}^3 \text{ N} \\ 3,03 \text{ g compuesto ————— } V_{\text{N}} \end{array} \right\} V_{\text{N}} = 1.226,4 \text{ cm}^3 \text{ de nitrógeno}$$

$$x_{\text{N}} = \frac{PVM}{RT} = \frac{\left(\frac{758 - 14,5}{760} \right) \text{ atm} \cdot 1,226 \text{ l} \cdot 28 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} 290 \text{ K}} = 1,412 \text{ g ;} \quad x_{\text{N}} = 1,412 \text{ g}$$

$$x_{\text{oxígeno}} = 3,03 \text{ g} - (0,606 \text{ g} + 0,202 \text{ g} + 1,412 \text{ g}) = 0,81 ; \quad x_{\text{O}} = 0,81 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ át-g C} = \frac{0,606}{12} = 0,05 ; \quad \frac{0,05}{0,05} = 1$$

$$n^\circ \text{ át-g H} = \frac{0,202}{1} = 0,20 ; \quad \frac{0,20}{0,05} = 4$$

$$n^\circ \text{ át-g N} = \frac{1,412}{14} = 0,10 ; \quad \frac{0,10}{0,05} = 2$$

$$n^\circ \text{ át-g O} = \frac{0,81}{16} = 0,05 ; \quad \frac{0,05}{0,05} = 1$$

Fórmula del compuesto: CON_2H_4

1.23. Una mezcla de nitrato cálcico y nitrato bórico, que pesa 7,54 g, se trata con suficiente cantidad de ácido sulfúrico y se obtienen 6,57 g de la correspondiente mezcla de sulfatos. Calcular la composición de la mezcla inicial de nitratos.

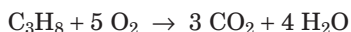
$$\begin{array}{ll} \text{mol Ca(NO}_3)_2 = 164 \text{ g ;} & \text{mol Ba(NO}_3)_2 = 261,4 \text{ g ;} \\ \text{mol CaSO}_4 = 136 \text{ g ;} & \text{mol BaSO}_4 = 233,4 \text{ g} \end{array}$$

Llamando x e y a los gramos de $\text{Ca(NO}_3)_2$ y $\text{Ba(NO}_3)_2$ en la mezcla inicial:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 7,54 \\ \frac{136x}{164} + \frac{233,4y}{261,4} = 6,57 \end{array} \right\} \begin{array}{l} x = 2,67 \text{ g de Ca(NO}_3)_2 \\ y = 4,87 \text{ g de Ba(NO}_3)_2 \end{array}$$

1.24. Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 litros de CO_2 medidos a 97.248 Pa y 285 K. Calcular:

- Número de moles de todas las sustancias que intervienen en la reacción.
- Número de moléculas de agua obtenidas.
- Masa de propano que ha reaccionado.
- Volumen de oxígeno necesario, medido a 1,2 atm y 42 °C.
- Volumen de aire necesario, en condiciones normales, suponiendo que la composición volumétrica del aire es 20% de oxígeno y 80% de nitrógeno. Mol $\text{C}_3\text{H}_8 = 44 \text{ g}$.



$$\text{a) } \text{Presión} = \frac{97.248 \text{ Pa}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa/atm}} = 0,96 \text{ atm.}$$

$$PV = n_{\text{CO}_2} RT ; \quad n_{\text{CO}_2} = \frac{0,96 \text{ atm} \cdot 300 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 285 \text{ K}} = 12,3 \text{ moles}$$

Según la reacción:

$$n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{12,3 \text{ moles}}{3} = 4,1 \text{ moles ;} \quad n_{\text{O}_2} = 12,3 \text{ moles} \cdot \frac{5}{3} = 20,5 \text{ moles ;}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 12,3 \text{ moles} \cdot \frac{4}{3} = 16,4 \text{ moles}$$

$$\text{b) } \text{N}^\circ \text{ moléculas H}_2\text{O} = 16,4 \text{ moles} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} = 9,87 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

$$\text{c) } \text{Masa de C}_3\text{H}_8 = 4,1 \text{ moles} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 180,4 \text{ g}$$

$$\text{d) } PV = n_{\text{O}_2} RT ; \quad V = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot RT}{P} = \frac{20,5 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 315 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}} = 441,2 \text{ l}$$

e) Volumen de oxígeno en c.n. = 20,5 moles · 22,4 l/mol = 459,2 l

$$\left. \begin{array}{rcl} 100 \text{ l de aire} & \text{—} & 20 \text{ l de oxígeno} \\ x & \text{—} & 459,2 \text{ l de oxígeno} \end{array} \right\} x = 2.296 \text{ l}$$

1.25. Al reaccionar 40,85 g de cinc con oxígeno se obtiene un óxido que pesa 50,85 g. El calor específico del cinc es 0,095 cal/g °C. Calcular: equivalente-gramo del cinc, masa atómica aproximada del cinc, valencia del cinc en el óxido formado y masa atómica exacta del cinc.

Los gramos de oxígeno que reaccionan son: 50,85 g – 40,85 g = 10 g

$$n^{\circ} \text{ eq-g cinc} = n^{\circ} \text{ eq-g oxígeno}; \quad \frac{40,85}{\text{eq-g Zn}} = \frac{10}{8}; \quad \text{eq-g Zn} = 32,68 \text{ g}$$

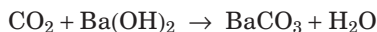
$$\text{masa atómica} \cdot \text{Ce} \approx 6,3; \quad \text{masa atómica aproximada} \approx \frac{6,3}{0,095} \approx 66,3 \text{ u}$$

$$\text{eq-g} = \frac{\text{át-g}}{\text{valencia}}; \quad \text{valencia} \approx \frac{66,3 \text{ g}}{32,68 \text{ g}} \approx 2,03 = 2$$

$$\text{eq-g} = \frac{\text{át-g}}{\text{valencia}}; \quad \text{át-g} = \text{eq-g} \cdot \text{valencia} = 32,68 \cdot 2 = 65,36 \text{ g}$$

$$\text{masa atómica} = 65,36 \text{ u}$$

1.26. Sesenta litros de una mezcla de gases a 15 °C y 720 mm Hg, que contiene dióxido de carbono, se pasan a través de una disolución de hidróxido de bario, formándose 35,52 g de carbonato de bario. ¿Qué porcentaje en volumen de dióxido de carbono contiene la mezcla?



El número de moles de CO₂ es igual al número de moles de BaCO₃:

$$n = \frac{35,52 \text{ g de BaCO}_3}{197,34 \text{ g/mol}} = 0,18 \text{ moles}$$

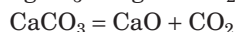
Volumen ocupado por el CO₂:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,18 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 288 \text{ K}}{\frac{720}{760} \text{ atm}} = 4,49 \text{ litros de CO}_2$$

$$\% \text{ de CO}_2 = \frac{4,49 \text{ litros CO}_2}{60 \text{ litros muestra}} \cdot 100 = 7,48\%$$

1.27. Una mezcla de carbonato de magnesio y carbonato de calcio, que pesa 76,1 g, se calcina quedando un residuo de 41,45 g. Calcular la composición de la mezcla de carbonatos.

Mol $\text{MgCO}_3 = 84,3 \text{ g}$; mol $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g}$; mol $\text{MgO} = 40,3 \text{ g}$; mol $\text{CaO} = 56 \text{ g}$



Llamando x e y a los gramos de MgCO_3 y CaCO_3 presentes en la mezcla:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 76,1 \\ \frac{40,3x}{84,3} + \frac{56y}{100} = 41,45 \end{array} \right\} \begin{array}{l} x = 14,15 \text{ g de } \text{MgCO}_3 \\ y = 61,95 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \end{array}$$

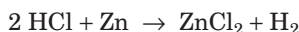
1.28. Mil trescientos cc de disolución 0,1 N de HCl reaccionan con una cantidad suficiente de Zn, para dar ZnCl_2 e hidrógeno. Calcular:

a) Volumen de H_2 obtenido a 25 °C y 0,7 atmósferas de presión.

b) Peso de cloruro de cinc obtenido.

Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,45, Zn = 65,37.

La reacción igualada es:



Masas moleculares: $\text{HCl} = 36,45$; $\text{H}_2 = 2$; $\text{ZnCl}_2 = 136,27$

Un litro de disolución 0,1 N de HCl contiene 0,1 equivalentes-g de HCl, en 1.300 cc el nº de equivalentes es:

$$\text{nº de equivalentes} = V \cdot N = 1,3 \text{ litros} \cdot 0,1 \text{ eq/l} = 0,13 \text{ equivalentes}$$

$$\text{eq-g} = \frac{36,45}{1} = 36,45 \text{ g} ; \quad \text{mol} = 36,45 \text{ g} ; \quad \text{eq-g} = \text{mol}$$

Así pues, reaccionan 0,13 moles de HCl.

$$\left. \begin{array}{l} \text{a) A partir de 2 moles de HCl se obtiene 1 mol de H}_2 \\ \text{a partir de 0,13 moles de HCl se obtendrá } x \end{array} \right\} x = \frac{1 \cdot 0,13}{2} = 0,065 \text{ moles}$$

Volumen de hidrógeno en c.n. = $0,065 \cdot 22,4 = 1,45$ litros.

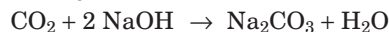
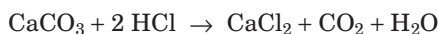
$$\frac{PV}{T} = \frac{Pn}{Tn} \frac{Vn}{Tn} ; \quad V = \frac{Pn}{Tn} \frac{Vn}{P} \frac{T}{T} = \frac{1 \cdot 1,45 \cdot 298}{273 \cdot 0,7} = 2,26 \text{ litros de hidrógeno}$$

b) De ZnCl_2 se obtiene el mismo nº de moles que de H_2 (0,065), por tanto:

$$\text{Peso de } \text{ZnCl}_2 = 0,065 \cdot 136,27 = 8,86 \text{ g}$$

1.29. Se tratan 300 g de una roca caliza con ácido clorhídrico suficiente para que todo el carbonato de calcio presente en la muestra reaccione. El dióxido de carbono formado reacciona totalmente con 2.460 ml de disolución de hidróxido de sodio 2 M. ¿Qué porcentaje de carbonato de calcio contiene la roca?

Las reacciones son:



El número de moles de NaOH que ha reaccionado es:

$$2,46 \text{ l} \cdot 2 \frac{\text{moles}}{\text{l}} = 4,92 \text{ moles de NaOH}$$

$$\text{Número de moles de CO}_2 = \text{Número de moles de CaCO}_3 = \frac{4,92 \text{ moles}}{2} = 2,46 \text{ moles}$$

La cantidad de carbonato de calcio presente en la muestra es:

$$2,46 \text{ moles} \cdot 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 246 \text{ g}$$

$$\% \text{ de CaCO}_3 = \frac{246 \text{ g de CaCO}_3}{300 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 82\%$$

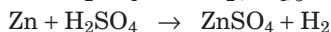
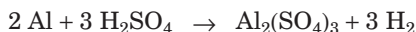
1.30. Al tratar 0,214 gramos de una muestra de aleación de aluminio y cinc con ácido sulfúrico se desprenden 162 ml de hidrógeno medidos a 20 °C y 712 mm de Hg. Calcular la composición de la aleación.

Masas atómicas: Al = 26,98, Zn = 65,37.

Número de moles de hidrógeno

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{712 \text{ mm}}{760 \text{ mm/atm}} \cdot 0,162 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 6,32 \cdot 10^{-3} \text{ moles de H}_2$$

El hidrógeno se produce según las reacciones:



Si llamamos x e y , respectivamente, a las cantidades de aluminio y cinc presentes en la muestra, se cumple:

$$x + y = 0,214$$

Número de moles de hidrógeno = $3/2$ n° de moles de Al + n° moles de Zn

$$\frac{3}{2} \frac{x}{26,98} + \frac{y}{65,37} = 6,32 \cdot 10^{-3}$$

Resolviendo el sistema formado por las dos últimas ecuaciones, se obtiene:

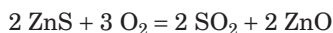
$$x = 0,0756 \text{ gramos de Al}$$

$$y = 0,1384 \text{ gramos de Zn}$$

$$\% \text{ de Al} = \frac{0,0756 \text{ g Al}}{0,214 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 35,33\%$$

$$\% \text{ de Zn} = \frac{0,1384 \text{ g Zn}}{0,214 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 64,67\%$$

1.31. Una blenda que contiene 52,8% de ZnS se utiliza para producir ácido sulfúrico del 90% de pureza, con un rendimiento total en el proceso del 65,3%. ¿Qué cantidad de blenda hace falta para producir 1 tonelada de ácido sulfúrico?



El número de moles existentes en 1 tonelada de H_2SO_4 de 90% de pureza es:

$$n = \frac{10^6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{90}{100}}{98 \text{ g/mol}} = 9.183,7 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

El número de moles de ZnS, teniendo en cuenta que el rendimiento es del 65,3%, es:

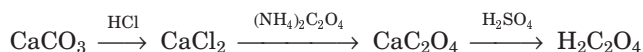
$$n_{\text{ZnS}} = 9.183,7 \cdot \frac{100}{65,3} = 14.063,9 \text{ moles de ZnS}$$

$$\text{gramos de ZnS} = 14.063,9 \text{ moles} \cdot 97,43 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,37 \cdot 10^6 \text{ g de ZnS}$$

Como la blenda contiene 58,2% de ZnS, la cantidad necesaria de blenda es:

$$1,37 \cdot 10^6 \text{ g} \cdot \frac{100}{58,2} = 2,354 \cdot 10^6 \text{ g} = 2.354 \text{ kg}$$

1.32. Para determinar el contenido de CaCO_3 de una roca caliza, se disuelven 2,8 g de la roca con ácido clorhídrico y por reacción con oxalato amónico se obtiene un precipitado de oxalato cálcico. El precipitado se disuelve con ácido sulfúrico, obteniéndose ácido oxálico que se valora con una disolución 0,4 N de permanganato potásico, consumiéndose 105,4 cm^3 . ¿Qué porcentaje de CaCO_3 contiene la roca?



(se valora con 105,4 cm^3 ; 0,4 N de KMnO_4)

$$n^\circ \text{ eq-g CaCO}_3 = n^\circ \text{ eq-g CaCl}_2 = n^\circ \text{ eq-g CaC}_2\text{O}_4 = n^\circ \text{ eq-g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = n^\circ \text{ eq-g KMnO}_4$$

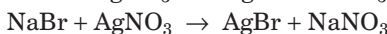
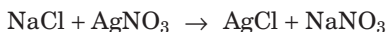
$$n^{\circ} \text{ eq-g KMnO}_4 = 0,4 \cdot 0,1054 = 0,042$$

$$n^{\circ} \text{ eq-g CaCO}_3 = \frac{x}{100/2} = 0,042 ; \quad x = 2,1 \text{ g}$$

$$\text{Porcentaje de CaCO}_3 \text{ en la roca: } \frac{2,1}{2,8} 100 = 75\%$$

1.33. Determinar la composición de una mezcla de cloruro y bromuro de sodio que pesa 2,151 gramos, si al reaccionar con nitrato de plata se obtienen 4,932 gramos de una mezcla de cloruro y bromuro de plata.

Masas moleculares: NaCl = 58,5; NaBr = 102,9; AgCl = 143,3; AgBr = 187,8.



Sean x e y , respectivamente, las cantidades de NaCl y NaBr presentes en la mezcla inicial:

$$x + y = 2,151 \quad (1)$$

A partir de 1 mol de NaCl (58,5 g) se obtiene 1 mol de AgCl (143,3 g); por tanto, a partir de x gramos de NaCl se obtienen:

$$\frac{143,3}{58,5} \cdot x \text{ gramos de AgCl}$$

A partir de 1 mol de NaBr (102,9 g) se obtiene 1 mol de AgBr (187,8 g); por tanto, a partir de y gramos de NaBr se obtienen:

$$\frac{187,8}{102,9} \cdot y \text{ gramos de AgBr}$$

$$\frac{143,3}{58,5} \cdot x + \frac{187,8}{102,9} \cdot y = 4,932 \quad (2)$$

Resolviendo el sistema formado por las ecuaciones (1) y (2):

$$x = 1,610 \text{ g de NaCl} ; \quad y = 0,541 \text{ g de NaBr}$$

$$\% \text{ de NaCl} = \frac{1,610 \text{ g NaCl}}{2,151 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 74,85\%$$

$$\% \text{ de NaBr} = \frac{0,541 \text{ g NaBr}}{2,151 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 25,15\%$$

1.34. Un gasómetro contiene una mezcla de monóxido de carbono e hidrógeno al 50% en volumen, y un segundo gasómetro contiene una mezcla de gases formada por 26% de monóxido de carbono y 74% de nitrógeno en volumen. El CO de ambos gasógenos se transforma en CO₂ mediante la reacción $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$ y se elimina el dióxido de carbono formado. ¿Qué cantidad de gas del primer gasógeno reaccionará con 1.000 m³ del segundo gasógeno?

no al obtener amoniaco mediante la síntesis de Haber? En todas las reacciones se supone un rendimiento del 100%.

El primer gasómetro contiene inicialmente 50 volúmenes de hidrógeno y 50 volúmenes de monóxido de carbono, pero al reaccionar el CO con H₂O origina 50 volúmenes de CO₂, que se eliminan, y 50 volúmenes de hidrógeno; por tanto, el primer gasómetro contiene finalmente sólo hidrógeno.

El segundo gasómetro contiene inicialmente 74 volúmenes de nitrógeno y 26 volúmenes de monóxido de carbono, que al reaccionar con agua origina 26 volúmenes de CO₂, que se eliminan y 26 volúmenes de H₂.

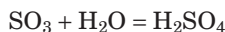
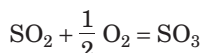
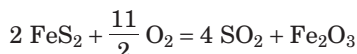
La síntesis de Haber es:
$$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$$

En los 1.000 m³ del segundo gasómetro hay 260 m³ de hidrógeno y 740 m³ de nitrógeno; estos últimos reaccionarán con $3 \cdot 740 = 2.220 \text{ m}^3$ de hidrógeno. Como en el segundo gasómetro existen 260 m³ de hidrógeno, se necesitarán $2.220 - 260 = 1.960 \text{ m}^3$ del primer gasómetro.

1.35. Con el dióxido de azufre obtenido por tostación de 1.200 kg de pirita, se obtienen 6.200 litros de ácido sulfúrico 5,8 N. ¿Qué porcentaje de impurezas contenía la pirita utilizada? Mol de FeS₂ = 120 g.

$$\text{N}^\circ \text{ de eq-g de H}_2\text{SO}_4 = 6.200 \text{ l} \cdot 5,8 \frac{\text{eq-g}}{\text{l}} = 35.960 \text{ eq-g} = \frac{35.960}{2} \text{ moles} = 17.980 \text{ moles}$$

Las reacciones de tostación de la pirita y de obtención de H₂SO₄ son:

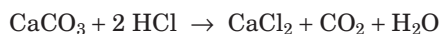


Suponiendo un rendimiento del 100%, a partir de 2 moles de FeS₂ se obtienen 4 moles de H₂SO₄:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 120 \text{ g de FeS}_2 \text{ ————— } 4 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \\ x \text{ ————— } 17.980 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} x = 1.078,8 \text{ kg de pirita}$$

$$\text{Porcentaje de impurezas} = \frac{1.200 \text{ kg} - 1.078,8 \text{ kg}}{1.200 \text{ kg}} \cdot 100 = 10,1\%$$

1.36. Una muestra de 1,256 gramos de roca caliza se disuelve en 80 ml de HCl 0,2 M. El exceso de ácido añadido se valora con una disolución de NaOH 0,1 N gastándose 36,25 ml de esta disolución. ¿Cuál es la riqueza en carbonato de calcio de la roca?



El número de moles de HCl utilizados en la disolución de la roca es:

$$0,08 \text{ l} \cdot 0,2 \frac{\text{moles}}{\text{l}} = 0,016 \text{ moles de HCl}$$

El número de moles de HCl en exceso es igual al número de moles de NaOH:

$$0,03625 \text{ l} \cdot 0,1 \frac{\text{moles}}{\text{l}} = 3,625 \cdot 10^{-3} \text{ moles de HCl}$$

Por tanto, el número de moles de HCl que reaccionan con la caliza es:

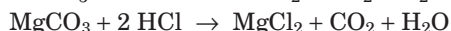
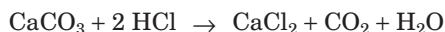
$$0,016 \text{ moles} - 0,003625 \text{ moles} = 1,2375 \cdot 10^{-2} \text{ moles de HCl}$$

$$\text{Número de moles de CaCO}_3 = \frac{n^\circ \text{ moles HCl}}{2} = 6,1875 \cdot 10^{-3} \text{ moles de CaCO}_3$$

$$\text{Cantidad de CaCO}_3 = 6,1875 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,61875 \text{ g}$$

$$\% \text{ CaCO}_3 = \frac{0,61875 \text{ g CaCO}_3}{1,256 \text{ g roca}} \cdot 100 = 49,26\%$$

1.37. En el ataque de 1,5 gramos de una roca con HCl se desprenden 380 ml de CO₂ medidos a 25 °C y 705 mm de Hg. Si el calcio contenido en los 1,5 gramos de muestra se precipita con ácido oxálico y el compuesto formado se valora con disolución 0,1 N de permanganato de potasio (factor 1,05), se consumen 200 ml de esta disolución. Determinar la composición porcentual en carbonato de calcio y carbonato de magnesio en la roca original.



El número de moles de CO₂ es igual al número de moles de carbonatos presentes en la muestra:

$$n_{\text{CO}_3^{2-}} = n_{\text{CO}_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{705}{760} \text{ atm} \cdot 0,38 \text{ l}}{298 \text{ K} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}}} = 0,0144 \text{ moles}$$



$$n^\circ \text{ eq-g KMnO}_4 = n^\circ \text{ eq-g CaC}_2\text{O}_4 = n^\circ \text{ eq-g CaCO}_3 =$$

$$= V \cdot N \cdot f = 0,2 \text{ l} \cdot 0,1 \frac{\text{eq-g}}{\text{l}} \cdot 1,05 = 0,021 \text{ eq-g de CaCO}_3$$

$$\text{eq-g de CaCO}_3 = \frac{\text{mol CaCO}_3}{2} = \frac{100 \text{ g}}{2} = 50 \text{ g}$$

$$\text{Masa de CaCO}_3 = 0,021 \text{ eq-g} \cdot 50 \frac{\text{g}}{\text{eq-g}} = 1,05 \text{ gramos}$$

$$N^{\circ} \text{ de moles de } \text{CaCO}_3 = \frac{1,05 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 0,0105 \text{ moles}$$

$$N^{\circ} \text{ de moles de } \text{MgCO}_3 = n^{\circ} \text{ total moles carbonatos} - n^{\circ} \text{ moles } \text{CaCO}_3$$

$$n_{\text{MgCO}_3} = 0,0144 \text{ moles} - 0,0105 \text{ moles} = 3,9 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

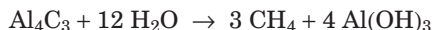
$$\text{Masa } \text{MgCO}_3 = 3,9 \cdot 10^{-3} \text{ moles} \cdot 84,3 \text{ g/mol} = 0,329 \text{ gramos}$$

$$\% \text{ MgCO}_3 = \frac{0,329 \text{ g}}{1,5 \text{ g}} \cdot 100 = 21,9\%$$

$$\% \text{ CaCO}_3 = \frac{1,05 \text{ g}}{1,5 \text{ g}} \cdot 100 = 70\%$$

El restante 8,1% son impurezas.

1.38. Por acción del agua sobre el carburo de aluminio se obtiene metano. Calcular el volumen de este gas, medido sobre agua a 16 °C y 736 mm Hg que se obtendrá, supuesta una pérdida del 1,8%, a partir de 3,2 gramos de carburo de aluminio del 91,3% de pureza. La presión de vapor del agua a 16 °C es de 13,6 mm Hg. Pesos atómicos: H = 1, C = 12, Al = 27.



$$\text{Número de moles de } \text{Al}_4\text{C}_3 = \frac{3,2 \text{ g} \cdot 0,913}{144 \text{ g/mol}} = 0,02 \text{ moles}$$

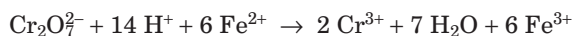
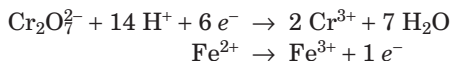
$$\text{Número de moles de } \text{CH}_4 = 3 \cdot 0,02 \text{ moles} = 0,06 \text{ moles}$$

$$\text{Número de moles de } \text{CH}_4 \text{ perdidos} = 0,06 \text{ moles} \cdot \frac{1,8}{100} = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$\text{Número de moles de } \text{CH}_4 \text{ que se recogen} = 0,06 \text{ moles} - 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = 0,05892 \text{ moles}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,05892 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{\frac{736 - 13,6}{760} \text{ atm}} = 1,47 \text{ litros}$$

1.39. Una muestra de 2 gramos de mineral de hierro se ataca con exceso de ácido clorhídrico. Una vez transformado todo el hierro en ion ferroso, se procede a valorar la disolución resultante con dicromato de potasio. Si en la valoración se consumen 53,5 ml de disolución 0,05 M de dicromato de potasio, determinar el porcentaje en peso de hierro que contiene el mineral. Masa atómica del hierro igual a 55,85.



Normalidad del $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ = Molaridad $\cdot$ n° electrones: $N = 0,05 \cdot 6 = 0,3 \text{ N}$

Nº de miliequivalentes-gramo de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ = $V \cdot N = 53,5 \text{ ml} \cdot 0,3 \text{ N} = 16,05 \text{ meq-g}$

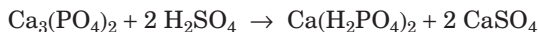
$$n^\circ \text{ meq-g } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = n^\circ \text{ meq-g } \text{Fe}^{2+}$$

$$\text{Eq-g de Fe} = \frac{55,85 \text{ g}}{1} = 55,85 \text{ g/eq-g}$$

$$\text{Cantidad de Fe} = 55,85 \frac{\text{mg}}{\text{meq-g}} \cdot 16,05 \text{ meq-g} = 896,4 \text{ mg} = 0,896 \text{ g}$$

$$\% \text{ de Fe} = \frac{0,896 \text{ g}}{2 \text{ g}} = 44,8\%$$

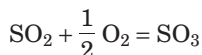
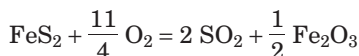
1.40. El abono conocido vulgarmente como superfosfato de cal es la mezcla de dihidrógenofosfato de calcio y sulfato de calcio, productos que se obtienen por tratamiento del fosfato de calcio con ácido sulfúrico. Suponiendo que el ácido sulfúrico se obtiene a partir de un mineral de pirita de hierro que contiene el 60% en peso de FeS_2 y que el rendimiento global de este proceso es del 80%. Calcular la cantidad de dicho mineral de pirita que sería necesario para la fabricación de 500 toneladas de superfosfato de cal. Pesos atómicos: H = 1, O = 16, Ca = 40, S = 32, P = 31, Fe = 55,8.



Por cada 2 moles de H_2SO_4 se obtiene 1 mol de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ y 2 moles de CaSO_4 ; es decir, con 196 g de H_2SO_4 se obtienen 506 g de superfosfato de cal (234 g de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ y 272 g de CaSO_4):

$$\left. \begin{array}{l} 196 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 506 \text{ g de abono} \\ x \text{ ————— } 5 \cdot 10^8 \text{ g de abono} \end{array} \right\} x = 1,937 \cdot 10^8 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Las reacciones de obtención del H_2SO_4 a partir de pirita son:



Por tanto, por cada mol de FeS_2 se obtienen 2 moles de H_2SO_4 :

$$\left. \begin{array}{l} 119,8 \text{ g de } \text{FeS}_2 \text{ ————— } 196 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ y \text{ ————— } 1,937 \cdot 10^8 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} y = 1,184 \cdot 10^8 \text{ g de } \text{FeS}_2$$

Como el rendimiento del proceso es del 80%:

$$\text{Cantidad de } \text{FeS}_2 = \frac{1,184 \cdot 10^8 \text{ g}}{0,8} = 1,48 \cdot 10^8 \text{ g de } \text{FeS}_2$$

$$\text{Cantidad de pirita} = \frac{1,48 \cdot 10^8 \text{ g}}{0,6} = 2,467 \cdot 10^8 \text{ g} = 246,7 \text{ toneladas}$$

CAPÍTULO 2

ESTRUCTURA ATÓMICA.

SISTEMA PERIÓDICO

2.1. PARTÍCULAS FUNDAMENTALES

Las partículas fundamentales que constituyen la materia son: electrón, protón y neutrón.

El electrón es una partícula cargada negativamente. Su carga es de $1,602 \cdot 10^{-19}$ culombios y su masa en reposo $9,11 \cdot 10^{-31}$ kg (equivalente a 0,00055 u).

El protón es una partícula con carga eléctrica igual a la del electrón, pero positiva, y una masa en reposo de $1,672 \cdot 10^{-27}$ kg (equivalente a 1,00705 u).

El neutrón es una partícula eléctricamente neutra, cuya masa es $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg (equivalente a 1,00885 u).

2.2. ESPECTRO ATÓMICO DEL HIDRÓGENO

Si las radiaciones emitidas por los átomos se analizan en un espectroscopio, se obtiene un conjunto de líneas, de frecuencias definidas, que constituyen un espectro atómico. En el espectro del hidrógeno se conocen cinco series de rayas, en las que la longitud de onda de cada raya puede calcularse mediante la siguiente fórmula:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

siendo n_1 y n_2 números enteros, $n_2 > n_1$, y R una constante llamada constante de Rydberg cuyo valor es $R = 1,09677 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Las cinco series espectrales reciben los nombres de sus descubridores: Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund.

2.3. HIPÓTESIS DE PLANCK

La energía no se emite ni se absorbe en forma continua sino discontinua, en forma de “paquetes”, “cuántos”, de energía, cuyo valor viene dado por:

$$E = h\nu$$

siendo E la energía del cuánta, ν la frecuencia de la radiación y h la constante de Planck, cuyo valor es igual a $6,624 \cdot 10^{-34}$ Julios $\cdot$ segundo.

2.4. ÁTOMO DE BOHR

Primer postulado:

Coincide con el modelo atómico de Rutherford:

El átomo consta de un núcleo en el que está localizada toda la carga positiva del átomo y casi toda su masa. El electrón describe órbitas circulares alrededor del núcleo, de forma que la fuerza centrífuga equilibra la fuerza de atracción electrostática.

Segundo postulado:

El electrón no puede girar alrededor del núcleo en cualquier órbita, sólo puede hacerlo en aquellas órbitas en las que se cumple que el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

siendo h la constante de Planck, m la masa del electrón, v su velocidad, r el radio de la órbita y n un número entero ($n = 1, 2, 3, \dots$), llamado número cuántico principal, que vale 1 para la primera órbita, 2 para la segunda, etc.

Tercer postulado:

Cuando el electrón se mueve en una determinada órbita no radia energía, sólo lo hace cuando cambia de órbita. Si pasa de una órbita externa a otra más interna emite energía, y la absorbe cuando pasa de una órbita interna a otra más externa. La frecuencia de la radiación viene dada por la ecuación:

$$E_2 - E_1 = h\nu$$

Por combinaciones de los tres postulados se obtiene:

$$v = \frac{2\pi Z k e^2}{hn}; \quad r = \frac{h^2 n^2}{4\pi^2 Z m e^2 k}; \quad E = -\frac{2\pi^2 Z^2 m e^4 k^2}{h^2 n^2}; \quad \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = RZ^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$k = 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$$

2.5. DUALIDAD ONDA-CORPÚSCULO. TEORÍA DE DE BROGLIE

Según la hipótesis de De Broglie cada partícula en movimiento lleva asociada una onda, cuya longitud de onda viene dada por la ecuación

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

2.6. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

Si x es la coordenada de posición de un electrón, por ejemplo, y p el momento lineal, dichas magnitudes sólo pueden determinarse simultáneamente con unas incertidumbres Δx y Δp , que según Heisenberg cumplen la relación:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

2.7. ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

Schrödinger llegó por intuición a una ecuación de onda que para el átomo de hidrógeno es:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

donde ψ , llamada función de onda, es función de las coordenadas cartesianas. E es la energía total del electrón y V la energía potencial.

La función $\psi(x, y, z)$ representa la amplitud de la onda asociada al electrón en su movimiento, y $\psi^2 dx dy dz = \psi^2 dv$ representa la probabilidad de encontrar el electrón en un volumen diferencial dv y la densidad electrónica en el elemento de volumen dv .

2.8. VALORES DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

Número cuántico principal: $n = 1, 2, 3, \dots$

Número cuántico secundario: $l = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$

Número cuántico magnético: m_l o $m = -l, \dots, 0, \dots, l$

Número cuántico de spin: m_s o $s = \pm \frac{1}{2}$

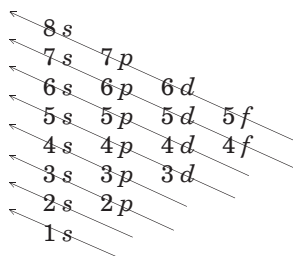
2.9. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

En un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

De acuerdo con este principio, el número máximo de electrones presentes en un orbital s es 2, en un orbital p es 6, 10 en un orbital d y 14 en un orbital f .

2.10. ENERGÍA DE LOS ORBITALES

La energía de los orbitales depende de los números cuánticos n y l y aumenta según indica la regla siguiente, en la que las fechas indican los orbitales en orden de energía creciente:



2.11. REGLA DE HUND

Al llenar orbitales de igual energía (los tres orbitales p , los cinco d , o los siete f) los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus spines paralelos, es decir, desapareados.

Ejemplo: Estructura electrónica del ${}_{7}\text{N}$ es $1s^2 \ 2s^2 \ 2p_x^1 \ 2p_y^1 \ 2p_z^1$.



2.12. SISTEMA PERIÓDICO

Elementos representativos: poseen configuraciones s^{1-2} ó $s^2 p^{1-6}$. Son los elementos incluidos en los grupos 1, 2 y 13 al 18.

Elementos de transición: poseen configuraciones $s^{1-2} d^{1-10}$. Son los elementos incluidos en los grupos 3 al 12.

Elementos de transición interna: poseen configuraciones f^{1-14} . Son los lantánidos y los actínidos.

2.13. CARGA NUCLEAR EFECTIVA. EFECTO DE PANTALLA

Los electrones de los átomos experimentan una atracción electrostática por parte del núcleo inferior a la que cabría esperar según su carga nuclear. Todo ocurre como si el efecto que sufre un electrón fuera originado por una carga nuclear efectiva menor que la carga nuclear real.

La carga nuclear efectiva se puede calcular restando a la carga nuclear real el efecto de apantallamiento de los electrones internos:

$$Z_{\text{ef}} = Z - S$$

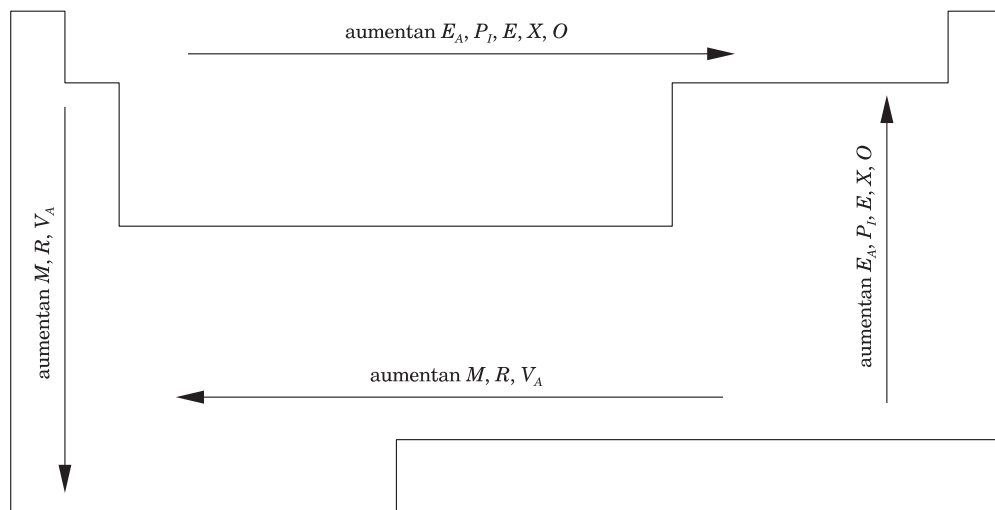
Para calcular el efecto de pantalla (S) los electrones se clasifican en grupos. Cada orbital forma un grupo, excepto los orbitales s y p , de cada nivel, que constituyen un grupo único. El orden de los grupos es: $1s$, $(2s, 2p)$, $(3s, 3p)$, $3d$, $(4s, 4p)$, $4d$, $4f$, ...

El valor de S se obtiene aplicando las reglas de Slater:

1. Los electrones situados en grupos más externos que el electrón considerado no ejercen ningún efecto de pantalla.
2. Para cada uno de los electrones restantes de un mismo grupo 0,35; excepto para los electrones $1s$, para los que se resta 0,30.

3. Si el electrón considerado es *s* o *p*, 0,85 unidades por cada electrón del grupo inferior inmediato, y 1 unidad por cada electrón de los grupos más internos.
4. Si el electrón considerado es *d* o *f*, 1 unidad por cada electrón de los grupos inferiores.

2.14. PROPIEDADES PERIÓDICAS



E_A = Afinidad electrónica, P_I = Potencial de ionización, E = Electronegatividad, V_A = Volumen atómico, X = Carácter no metálico, M = Carácter metálico, O = Poder oxidante, R = Poder reductor.

18

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1	2	3																4	5	6	7	8	9	10	11	12	13																14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000	1001	1002	1003	1004	1005	1006	1007	1008	1009	1010	1011	1012	1013	1014	1015	1016	1017	1018	1019	1020	1021	1022	1023	1024	1025	1026	1027	1028	1029	1030	1031	1032	1033	1034	1035	1036	1037	1038	1039	1040	1041	1042	1043	1044	1045	1046	1047	1048	1049	1050	1051	1052	1053	1054	1055	1056	1057	1058	1059	1060	1061	1062	1063	1064	1065	1066	1067	1068	1069	1070	1071	1072	1073	1074	1075	1076	1077	1078	1079	1080	1081	1082	1083	1084	1085	1086	1087	1088	1089	1090	1091	1092	1093	1094	1095	1096	1097	1098	1099	1100	1101	1102	1103	1104	1105	1106	1107	1108	1109	1110	1111	1112	1113	1114	1115	1116	1117	1118	1119	1120	1121	1122	1123	1124	1125	1126	1127	1128	1129	1130	1131	1132	1133	1134	1135	1136	1137	1138	1139	1140	1141	1142	1143	1144	1145	1146	1147	1148	1149	1150	1151	1152	1153	1154	1155	1156	1157	1158	1159	1160	1161	1162	1163	1164	1165	1166	1167	1168	1169	1170	1171	1172	1173	1174	1175	1176	1177	1178	1179	1180	1181	1182	1183	1184	1185	1186	1187	1188	1189	1190	1191	1192	1193	1194	1195	1196	1197	1198	1199	1200	1201	1202	1203	1204	1205	1206	1207	1208	1209	1210	1211	1212	1213	1214	1215	1216	1217	1218	1219	1220	1221	1222	1223	1224	1225	1226	1227	1228	1229	1230	1231	1232	1233	1234	1235	1236	1237	1238	1239	1240	1241	1242	1243	1244	1245	1246	1247	1248	1249	1250	1251	1252	1253	1254	1255	1256	1257	1258	1259	1260	1261	1262	1263	1264	1265	1266	1267	1268	1269	1270	1271	1272	1273	1274	1275	1276	1277	1278	1279	1280	1281	1282	1283	1284	1285	1286	1287	1288	1289	1290	1291	1292	1293	1294	1295	1296	1297	1298	1299	1300	1301	1302	1303	1304	1305	1306	1307	1308	1309	1310	1311	1312	1313	1314	1315	1316	1317	1318	1319	1320	1321	1322	1323	1324	1325	1326	1327	1328	1329	1330	1331	1332	1333	1334	1335	1336	1337	1338	1339	1340	1341	1342	1343	1344	1345	1346	1347	1348	1349	1350	1351	1352	1353	1354	1355	1356	1357	1358	1359	1360	1361	1362	1363	1364	1365	1366	1367	1368	1369	1370	1371	1372	1373	1374	1375	1376	1377	1378	1379	1380	1381	1382	1383	1384	1385	1386	1387	1388	1389	1390	1391	1392	1393	1394	1395	1396	1397	1398	1399	1400	1401	1402	1403	1404	1405	1406	1407	1408	1409	1410	1411	1412	1413	1414	1415	1416	1417	1418	1419	1420	1421	1422	1423	1424	1425	1426	1427	1428	1429	1430	1431	1432	1433	1434	1435	1436	1437	1438	1439	1440	1441	1442	1443	1444	1445	1446	1447	1448	1449	1450	1451	1452	1453	1454	1455	1456	1457	1458	1459	1460	1461	1462	1463	1464	1465	1466	1467	1468	1469	1470	1471	1472	1473	1474	1475	1476	1477	1478	1479	1480	1481	1482	1483	1484	1485	1486	1487	1488	1489	1490	
---	---	---	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	------	--

Editorial Tebar

www.editorialebar.com

PROBLEMAS

**2.1. Escribir las estructuras electrónicas de los iones: F^- , Ca^{2+} y Al^{3+} .
Números atómicos: F = 9, Al = 13, Ca = 20.**

$$F^- (10 e^-) : 1s^2 2s^2 2p^6$$

$$Ca^{2+} (18 e^-) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

$$Al^{3+} (10 e^-) : 1s^2 2s^2 2p^6$$

Los iones F^- y Al^{3+} son isoelectrónicos.

2.2. ¿Es posible que existan en un átomo electrones con los números cuánticos: (1, 1, 1, 1/2); (2, -1, 1, 1/2); (2, 1, -1, 1/2); (0, 1, 1, 1/2); (2, 1, 2, 1/2)?

(1, 1, 1, 1/2) No es posible, si $n = 1 \Rightarrow l = 0$

(2, -1, 1, 1/2) No es posible, si $n = 2 \Rightarrow l = 0$ ó $l = 1$

(2, 1, -1, 1/2) Sí es posible, $n = 2 \Rightarrow l = 1$, $m_l = -1$, $m_s = 1/2$

(0, 1, 1, 1/2) No es posible, $n = 1, 2, 3, \dots$

(2, 1, 2, 1/2) No es posible, $n = 2$, $l = 1 \Rightarrow m_l = 1, 0, -1$

2.3. ¿Pueden existir en un mismo átomo electrones de números cuánticos: (2, 1, -1, 1/2); (2, 1, 0, -1/2); (2, 1, -1, -1/2); (2, 1, 0, 1/2)? Indicar el nivel de energía y el orbital al que pertenecen los dos primeros electrones.

Sí pueden existir. Los números cuánticos son correctos y no hay dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

$$\text{Nivel 2, orbital } 2p (2p_y, 2p_z) \left\{ \begin{array}{l} 2p_y (n = 2, l = 1, m_l = -1) \\ 2p_z (n = 2, l = 1, m_l = 0) \end{array} \right.$$

2.4. ¿Qué se entiende por estructura fundamental de un átomo? La estructura electrónica $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4p^1$, ¿es fundamental?

Estructura fundamental es la que tiene un contenido más bajo en energía, los electrones están situados en los orbitales de menor energía.

La estructura que se indica no es la fundamental, pues el último electrón debería estar en el orbital $4s$:

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

2.5. Define la regla de máxima multiplicidad de Hund y aplícala para deducir las valencias covalentes del elemento de número atómico 17.

Regla de Hund: Al llenar orbitales de igual energía (orbitales degenerados: los tres orbitales p , los cinco d , o los siete f) los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus spines paralelos, es decir, desapareados.

$_{17}\text{Z}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Valencias covalentes: 1, 3, 5 y 7.

$3s$	$3p_x$	$3p_y$	$3p_z$	$3d_{xy}$	$3d_{xz}$	$3d_{yz}$	$3d_z^2$	$3d_{x^2-y^2}$	
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$						Valencia 1 ($1e^-$ desapareado)
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$					Valencia 3 ($3e^-$ desapareados)
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$				Valencia 5 ($5e^-$ desapareados)
$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$			Valencia 7 ($7e^-$ desapareados)

2.6. ¿Qué números cuánticos corresponden al electrón diferenciador del azufre? Número atómico del S = 16.

Estructura electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

El electrón diferenciador en el cuarto electrón del orbital $3p$.

$$n = 3, \quad l = 1, \quad m = -1, \quad s = \frac{1}{2} \quad m \begin{cases} -1 & \uparrow\downarrow & \mp 1/2 \\ 0 & \uparrow & -1/2 \\ 1 & \uparrow & -1/2 \end{cases}$$

2.7. ¿Qué números cuánticos corresponden a los electrones de notación $3d^7$; $4p^5$ y $5s^1$?

$$\text{a) } 3d^7: \quad n = 3, \quad l = 2, \quad m = \begin{cases} -2 & \uparrow\downarrow \\ -1 & \uparrow\downarrow \\ 0 & \uparrow \\ 1 & \uparrow \\ 2 & \uparrow \end{cases} \quad m = -1, \quad s = \frac{1}{2}$$

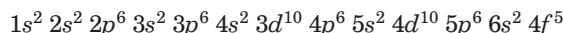
$$\text{b) } 4p^5: \quad n = 4, \quad l = 1, \quad m = \begin{cases} -1 & \uparrow\downarrow \\ 0 & \uparrow\downarrow \\ 1 & \uparrow \end{cases} \quad m = 0, \quad s = \frac{1}{2}$$

$$\text{c) } 5s^1: \quad n = 5, \quad l = 0, \quad m = 0, \quad s = -\frac{1}{2}$$

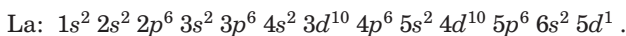
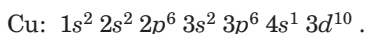
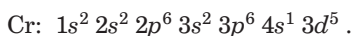
2.8. ¿A qué elemento corresponde el electrón diferenciador cuyos números cuánticos son $n = 4$, $l = 3$, $m = 1$, $s = -1/2$?

$$n = 4, \quad l = 3, \quad m = \begin{cases} -3 \uparrow \\ -2 \uparrow \\ -1 \uparrow \\ 0 \uparrow \\ 1 \uparrow \\ 2 \\ 3 \end{cases}$$

Como $l = 3$ es un orbital f que tiene 5 electrones puesto que $m = 1$ y $s = -1/2$. Por tanto, el último electrón es el $4f^5$ y el elemento en el Pm ($Z = 61$):



2.9. Describir las configuraciones electrónicas de los átomos de Cr ($Z = 24$), Cu ($Z = 29$), La ($Z = 57$), Yb ($Z = 70$).



2.10. Indicar el nombre, los valores y el significado de los números cuánticos.

Número cuántico principal (n) es un número entero positivo y determina los valores del radio y la energía de cada órbita, $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

Número cuántico secundario o azimutal (l) tiene los valores $0, 1, 2, \dots (n - 1)$. Indica el momento angular del electrón en la órbita en unidades de $h/2\pi$ y define los subniveles de energía en cada nivel cuántico y la excentricidad de la órbita.

Número cuántico magnético (m_l o m) tiene los valores enteros comprendidos entre $-l$, 0 , $+l$. Define la orientación de la órbita en el espacio y determina la componente del momento angular orbital del electrón respecto de un eje de referencia.

Número cuántico de spin (m_s o s) tiene los valores $+1/2$ y $-1/2$, que son las proyecciones del momento angular de spin en una determinada dirección. Se puede admitir que el electrón además de girar alrededor del núcleo, gira alrededor de un eje en dos sentidos distintos (derecha e izquierda).

2.11. El cinc tiene el número atómico 30. Indicar:

- a) Su estructura electrónica.
b) Los números cuánticos que corresponden a su electrón diferenciador.

$$a) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$$

b) El electrón diferenciador es el décimo del orbital $3d$, por tanto:

$$n = 3, \quad l = 2, \quad m_l = 2, \quad m_s = \frac{1}{2}$$

$$m = \begin{matrix} -2 & -1 & 0 & 1 & 2 \\ \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \end{matrix}$$

2.12. Razonar cuál de los iones que se indican tiene mayor radio iónico: Na^+ , Al^{3+} . Números atómicos: $\text{Na} = 11$, $\text{Al} = 13$.

Na^+ : 11 protones en el núcleo y 10 electrones en la corteza electrónica.

Al^{3+} : 13 protones en el núcleo y 10 electrones en la corteza electrónica.

El Na^+ tiene mayor radio iónico, porque la carga nuclear positiva es mayor en el Al^{3+} que atrae más fuertemente a los electrones.

2.13. Justificar el número de electrones que pueden estar presentes, como máximo, en un orbital f .

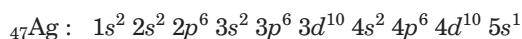
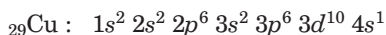
En un orbital f el número cuántico l es igual a 3.

$$l = 3 \Rightarrow m_l \left\{ \begin{array}{l} -3 \quad m_s = \pm 1/2 \\ -2 \quad m_s = \pm 1/2 \\ -1 \quad m_s = \pm 1/2 \\ 0 \quad m_s = \pm 1/2 \\ 1 \quad m_s = \pm 1/2 \\ 2 \quad m_s = \pm 1/2 \\ 3 \quad m_s = \pm 1/2 \end{array} \right.$$

Según el principio de exclusión de Pauli, en un orbital f el número máximo de electrones es 14.

2.14. Los elementos de transición Cu, Ag y Au presentan iones con carga 1+, siendo sus números atómicos 29, 47 y 79 respectivamente, ¿cuál es la razón?

Porque pierden el único electrón que tienen en el último orbital s ocupado:



2.15. El elemento $Z = 118$ aún no se ha sintetizado. Indicar, razonando la respuesta, cuál será la fórmula de su óxido.

$${}_{118}\text{Z} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} \\ 6s^2 6p^6 6d^{10} 7s^2 7p^6$$

Como será un gas inerte ($7s^2 7p^6$) no formará ningún óxido.

2.16. ¿Por qué los valores de los potenciales de ionización aumentan muy lentamente en las series de transición?

Porque permanecen casi invariables la carga nuclear efectiva y el radio atómico. Hay sólo un ligero aumento de la carga nuclear efectiva y la consiguiente pequeña disminución de los radios atómicos.

$$Z_{\text{ef}} = Q + 0,15 \Delta Z$$

Siendo Q la carga nuclear efectiva del primer elemento de la serie e ΔZ la diferencia entre el número atómico del elemento considerado y el número atómico del primer elemento de la serie.

2.17. La afinidad electrónica del flúor es igual a $-3,83$ eV y la del yodo $-3,24$ eV, ¿cuál es la razón de ese descenso?

El yodo tiene un radio atómico mayor y la atracción sobre el electrón es más débil.

2.18. Los radios atómicos de los elementos del segundo período se indican a continuación, ¿cómo se explican estos valores?

Li	Be	B	C	N	O	F
1,34	0,90	0,82	0,77	0,75	0,73	0,72 Å

La disminución de los radios atómicos en el período se debe al aumento gradual de la carga nuclear efectiva, que es

$$Z_{\text{ef}} = Q + 0,65 \Delta Z$$

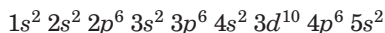
siendo Q la carga nuclear efectiva del primer elemento del período (Li) e ΔZ es el número atómico del elemento considerado menos el número atómico del primer elemento del período (Li).

2.19. ¿Por qué en un grupo de la tabla periódica el radio atómico aumenta de forma regular al aumentar el número atómico?

Porque aumenta el número de electrones y los electrones más externos están más alejados del núcleo.

La carga nuclear efectiva es prácticamente la misma para todos los elementos, excepto el primero.

2.20. Describir la estructura electrónica del elemento de número atómico 38 y deducir de ella algunas de sus propiedades más características.



Es un metal alcalinotérreo, con dos electrones en su último nivel y por tanto su valencia iónica será 2+. Tiene bajo potencial de ionización y baja afinidad electrónica.

2.21. El metal níquel tiene una densidad de 8,9 g/cm³ y una masa atómica de 58,7 u. ¿Cuál será su volumen atómico?

$$\text{Volumen molar} = \frac{58,7 \text{ g/mol}}{8,9 \text{ g/cm}^3} = 6,6 \text{ cm}^3/\text{mol}$$

$$V_{\text{Ni}} = \frac{\text{Volumen molar}}{N_{\text{Avogadro}}} = \frac{6,6 \text{ cm}^3/\text{mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ atm/mol}} = 1,1 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3/\text{átomo}$$

2.22. En el segundo período del Sistema Periódico los potenciales de ionización tienen los valores que se indican a continuación, ¿cuál es la justificación teórica de estos valores?

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
5,4	9,3	8,4	11,3	14,5	13,6	17,4	21,7 eV/at

Los potenciales aumentan del Li al Ne debido al aumento de la carga nuclear efectiva y por la disminución del radio atómico.

El boro presenta un potencial de ionización inferior al que cabría esperar, porque el ion B⁺ tiene el orbital 2s completo y esta configuración es bastante estable. Asimismo, el oxígeno tiene un potencial más bajo de lo que cabía esperar, porque el ion O⁺ tiene los tres electrones 2p desapareados y esta es una estructura de bastante estabilidad.

2.23. Un electrón salta desde un orbital más externo a otro más interno entre los que existe una diferencia de energía de 1,5 · 10⁻¹⁵ julios. ¿Cuál es la frecuencia de la radiación emitida? $h = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

$$\Delta E = h \nu ; \quad \nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{1,5 \cdot 10^{-15} \text{ J}}{6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 2,26 \cdot 10^{18} \text{ s}^{-1}$$

2.24. Tres elementos tienen de números atómicos 19, 35 y 54 respectivamente. Indicar:

- Estructuras electrónicas.**
- Grupo y período al que pertenecen.**
- ¿Cuál tiene mayor afinidad electrónica?**
- ¿Cuál tiene menor potencial de ionización?**

$${}_{19}\text{Z} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \quad (\text{Período 4, grupo 1})$$

$${}_{35}\text{Z} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 \quad (\text{Período 4, grupo 17})$$

$${}_{54}\text{Z} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 \quad (\text{Período 5, grupo 18})$$

El elemento $z = 35$ es el de mayor afinidad electrónica, es un halógeno ($4s^2 4p^5$) y necesita $1e^-$ para adquirir la estructura de gas noble. Tiene pequeño volumen atómico y elevada carga nuclear.

El elemento $z = 19$ es el de menor potencial de ionización, es un metal alcalino ($4s^1$), tiene un solo electrón en su último nivel y poco atraído por el núcleo por su elevado volumen atómico.

2.25. Calcúlese en electronvoltios la energía necesaria para ionizar 39,1 g de potasio. El potencial de ionización del potasio es de $6,91 \cdot 10^{-18}$ julios/átomo.

Masa atómica del K = 39,1 u ; Átomo-gramo de K = 39,1 g

$$E = 6,91 \cdot 10^{-18} \text{ J/átomo} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomo}}{\text{át-gramo}} = 4,16 \cdot 10^6 \frac{\text{J}}{\text{át-g}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ eV} \text{ — } 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} \\ x \text{ — } 4,16 \cdot 10^6 \text{ J} \end{array} \right\} x = 2,6 \cdot 10^{25} \text{ eV}$$

2.26. Calcular la longitud onda y la frecuencia de la 2ª raya de la serie de Balmer, en el espectro del hidrógeno.

Constante de Ridberg = $1,09677 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right); \quad \text{Serie de Balmer: } n_1 = 2; \quad 2^\text{a} \text{ raya: } n_2 = 4$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,09677 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 2,05 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}; \quad \lambda = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

2.27. Calcúlese el radio de la primera órbita de Bohr en el átomo de hidrógeno.

$$r = \frac{h^2 n^2}{4\pi^2 m e^2 K}; \quad K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}; \quad \text{en el S.I.: } \epsilon_0 = \frac{1}{4\pi \cdot 9 \cdot 10^9} \frac{\text{C}^2}{\text{N} \cdot \text{m}^2}$$

$$h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}; \quad n = 1; \quad m = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}; \quad e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C};$$

$$r = \frac{(6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})^2 \cdot 1^2}{4\pi^2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C})^2 \cdot 9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}} = 0,53 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 0,53 \text{ Å}$$

2.28. Calcúlese la energía de ionización del átomo de hidrógeno en su estado fundamental.

$$m = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}; \quad e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}; \quad n = 1; \quad h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s};$$

$$K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0}; \quad \epsilon_0 = \frac{1}{4\pi \cdot 9 \cdot 10^9} \frac{\text{C}^2}{\text{N} \cdot \text{m}^2}$$

$$E = -\frac{K^2 2\pi^2 m e^4}{h^2 n^2} = -\frac{2\pi^2 m e^4}{(4\pi\epsilon_0)^2 h^2 n^2} = -\frac{2\pi^2 m e^4}{4^2 \pi^2 \epsilon_0^2 h^2 n^2} = -\frac{m e^4}{8\epsilon_0^2 h^2 n^2} = -\frac{(9 \cdot 10^9)^2 2\pi^2 m e^4}{h^2 \cdot n^2}$$

$$E = -\frac{(9 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2})^2 \cdot 2\pi^2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C})^4}{(6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})^2 \cdot 1^2} = -2,176 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$E = -2,176 \cdot 10^{-18} \text{ J} / 1,6 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{eV}} = -13,6 \text{ eV}; \quad E_{\text{ionización}} = 13,6 \text{ eV}$$

2.29. Calcúlese la longitud de onda de De Broglie en los siguientes casos:

- Un neutrón que se mueve a una velocidad de 10 km/s.
- Un móvil de 20 g que se mueve a 72 km/h.

- a) Masa del neutrón = $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

$$mv = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 1,67 \cdot 10^{-23} \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{1,67 \cdot 10^{-23} \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}} = 3,97 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

b) $\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{2 \cdot 10^{-2} \text{ kg} \cdot 20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = 1,6 \cdot 10^{-33} \text{ m}$

Esta longitud de onda es tan corta que es imposible de detectar.

2.30. Un electrón se mueve con una velocidad de 10.000 km/s. Si la incertidumbre en el conocimiento de su velocidad es del 5%, ¿cuál es la incertidumbre en la posición del electrón? Masa del electrón en reposo = $9,11 \cdot 10^{-28}$ g.

$$\Delta v = 0,05 \cdot 10^7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 5 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\Delta p = m \Delta v = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 5 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} = 4,55 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}; \quad \Delta x \geq \frac{h}{2\pi \cdot \Delta p} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{6,28 \cdot 4,55 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1}}$$

$$\Delta x \geq 2,3 \cdot 10^{-10} \text{ m} \geq 2,3 \text{ Å}$$

2.31. Calcúlese en ergios/átomo y en electronvoltios/átomo la diferencia de energía entre los orbitales 1s y 2p del átomo de cobre, sabiendo que la frecuencia de la radiación emitida en la transición electrónica $2p \rightarrow 1s$ es de $1,95 \cdot 10^{18}$ Hz.

$$\Delta E = h\nu; \quad h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}; \quad \nu = 1,95 \cdot 10^{18} \text{ s}^{-1}$$

$$\Delta E = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 1,95 \cdot 10^{18} \text{ s}^{-1} = 1,29 \cdot 10^{-15} \text{ J/átomo}$$

$$\Delta E = 1,29 \cdot 10^{-15} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} \cdot 10^7 \frac{\text{ergios}}{\text{J}} = 1,29 \cdot 10^{-8} \text{ ergios/átomo}$$

$$\Delta E = \frac{1,29 \cdot 10^{-15} \text{ J/átomo}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 8,06 \cdot 10^3 \text{ eV/átomo}$$

2.32. Calcular la longitud de onda de De Broglie asociada a un haz de neutrones de energía igual a 0,032 eV.

Masa del neutrón = $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg.

$$\lambda = \frac{h}{mv}; \quad E = \frac{1}{2} mv^2; \quad 2E = mv^2; \quad 2mE = m^2 v^2; \quad mv = \sqrt{2mE}$$

$$E = 0,032 \text{ eV} = 0,032 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{eV}} = 5,1 \cdot 10^{-21} \text{ J}$$

$$\lambda = \frac{h}{\sqrt{2mE}} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{\sqrt{2 \cdot 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 5,1 \cdot 10^{-21} \text{ J}}} = 1,60 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

$$\lambda = 1,60 \text{ Å}$$

- 2.33.** Calcular la longitud de onda asociada a las siguientes partículas:
- Electrón acelerado por una diferencia de potencial de 10.000 voltios.
 - Protón acelerado por una diferencia de potencial de 100 voltios.

$$a) \lambda = \frac{h}{mv}; \quad \frac{1}{2} mv^2 = eV; \quad mv^2 = 2eV; \quad m^2 v^2 = 2meV; \quad mv = \sqrt{2meV}$$

$$\lambda = \frac{h}{\sqrt{2meV}} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{\sqrt{2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 10^4 \text{ V}}} = 1,2 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0,12 \text{ \AA}$$

$$b) \lambda = \frac{h}{\sqrt{2meV}} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{\sqrt{2 \cdot 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 10^2 \text{ V}}} = 2,8 \cdot 10^{-12} \text{ m} = 0,028 \text{ \AA}$$

- 2.34.** A tres elementos A, B y C les corresponden los números atómicos 12, 17 y 55 respectivamente. Indicar:

- Sus estructuras electrónicas.
- Grupo y período al que pertenecen.
- Cuáles son metales y cuáles no metales.
- Cuál tiene mayor afinidad electrónica
- Cuál tiene menor potencial de ionización.

$$a) {}_{12}\text{A}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$$

$${}_{17}\text{B}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$$

$${}_{55}\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$$

- A: Período 3, grupo 2.
B: Período 3, grupo 17.
C: Período 6, grupo 1.

- Metales: A y C.
No metal: B.

- El elemento B es el único no metal (halógeno) y por tanto, es el que tiene mayor afinidad electrónica. Debido a su pequeño volumen atrae fuertemente a los electrones y tiende a captar $1e^-$ para adquirir la estructura electrónica de gas noble.
- El elemento C, porque tiene un sólo electrón en un último nivel, muy alejado del núcleo, poco atraído, que cede con facilidad.

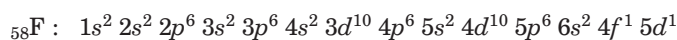
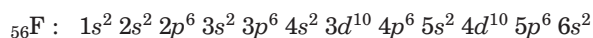
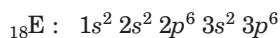
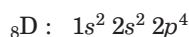
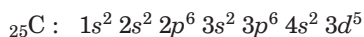
- 2.35.** Siete elementos que llamaremos A, B, C, D, E, F, G tienen los siguientes números atómicos: 2, 11, 25, 8, 18, 56, 58, respectivamente.

- Clasificar dichos elementos como elementos representativos (bloque s o bloque p), de transición, de transición interna o gases nobles.
- De los elementos señalados ¿cuáles son metales y cuáles no metales?
- ¿Qué elemento tiene mayor afinidad electrónica?

Vamos a indicar primero sus estructuras electrónicas:

$${}_2\text{A}: 1s^2$$

$${}_{11}\text{B}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$



a) Elementos representativos: B y F (bloque *s*), D (bloque *p*)

Elementos de transición: C

Elementos de transición interna: G

Gases nobles: A y E.

b) Metales: B, C, F y G. No metales: D. Gases nobles: A y E.

c) El elemento D es el que tiene mayor afinidad electrónica, es el único no metal y pertenece a la familia del oxígeno (ns^2, np^4). Teniendo en cuenta su pequeño volumen, atrae fuertemente los electrones que necesita para adquirir la estructura de gas noble.

2.36. Calcular la carga nuclear efectiva:

a) Para los electrones del helio.

b) Para los electrones del flúor.

c) Para los electrones del cobalto.

$$Z_{\text{ef}} = Z - S$$

a) ${}_2\text{He} : 1s^2 ; S_{1s} = 1 \cdot 0,30 = 0,30 ; Z_{\text{ef}} = 2 - 0,30 = 1,70$

b) ${}_9\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5 ; S_{1s} = 1 \cdot 0,30 = 0,30 ; Z_{\text{ef}}(1s) = 9 - 0,30 = 8,70$

$$S(2s, 2p) = 6 \cdot 0,35 + 2 \cdot 0,85 = 3,80 ; Z_{\text{ef}}(2s, 2p) = 9 - 3,80 = 5,20$$

c) ${}_{27}\text{Co} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$

$$S_{1s} = 1 \cdot 0,30 = 0,30 ; Z_{\text{ef}}(1s) = 27 - 0,30 = 26,70$$

$$S(2s, 2p) = 7 \cdot 0,35 + 2 \cdot 0,85 = 4,15 ; Z_{\text{ef}}(2s, 2p) = 27 - 4,15 = 22,85$$

$$S(3s, 3p) = 7 \cdot 0,35 + 8 \cdot 0,85 + 2 \cdot 1 = 11,25 ; Z_{\text{ef}}(3s, 3p) = 27 - 11,25 = 15,75$$

$$S_{3d} = 6 \cdot 0,35 + 18 \cdot 1 = 20,1 ; Z_{\text{ef}}(3d) = 27 - 20,1 = 6,9$$

$$S_{4s} = 1 \cdot 0,35 + 7 \cdot 0,85 + 18 \cdot 1 = 24,3 ; Z_{\text{ef}}(4s) = 27 - 24,3 = 2,7$$

2.37. Utilizando las reglas de Slater, calcular la carga nuclear efectiva para un electrón:

a) **3s del cloro;**

b) **3d del hierro;**

c) **4s del calcio.**

a) ${}_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$$S(3s, 3p) = 6 \cdot 0,35 + 8 \cdot 0,85 + 2 \cdot 1 = 10,9 ; Z_{\text{ef}} = 17 - 10,9 = 6,1$$

$$\text{b) } {}_{26}\text{Fe} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$$

$$S_{3d} = 5 \cdot 0,35 + 18 \cdot 1 = 19,75 ; \quad Z_{\text{ef}} = 26 - 19,75 = 6,25$$

$$\text{c) } {}_{20}\text{Ca} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

$$S_{4s} = 1 \cdot 0,35 + 8 \cdot 0,85 + 10 \cdot 1 = 17,15 ; \quad Z_{\text{ef}} = 20 - 17,15 = 2,85$$

2.38. El valor de la constante de Rydberg para el átomo de helio es $R = 109722 \text{ cm}^{-1}$. Calcular:

- La longitud de onda de la primera raya de la serie de Lyman del espectro del He^+ .
- La energía de ionización en kJ/át-g del ion He^+ .

$$\text{a) } \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = Z^2 R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 2^2 \cdot 109.722 \text{ cm}^{-1} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 329.166 \text{ cm}^{-1} ; \quad \lambda = 303,8 \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 303,8 \text{ Å}$$

$$\text{b) } \bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = Z^2 R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) ; \quad n_1 = 1 ; \quad n_2 = \infty$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = 2^2 \cdot 109722 \text{ cm}^{-1} \cdot 1 = 438.888 \text{ cm}^{-1} = 43.888.800 \text{ m}^{-1}$$

$$E = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = hc\bar{\nu} = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s} \cdot 43.888.800 \text{ m}^{-1}$$

$$E = 8,72 \cdot 10^{-18} \text{ Julios/átomo}$$

$$E_{\text{ionización}} = 8,72 \cdot 10^{-18} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomo}}{\text{át-g}} = 52,49 \cdot 10^5 \text{ J/át-g}$$

$$E_{\text{ionización}} = 5.249 \text{ kJ/át-g}$$

2.39. Explicar para el elemento de número atómico 89 y número másico 227 los siguientes apartados:

- Composición del núcleo.
- Su estructura electrónica
- Tipo de iones que puede producir y carácter oxi-reductor de este elemento.
- Números cuánticos del electrón diferenciador del elemento.
- Números cuánticos del electrón más exterior.

a) 89 protones y $227 - 89 = 138$ neutrones.

$$\text{b) } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 6d^1$$

c) Puede perder los dos electrones del orbital $7s$ y además el electrón del orbital $6d$; por tanto, puede formar iones con 3 cargas positivas.

Como adquiere carga positiva, perdiendo electrones, es un elemento reductor.

d) El electrón diferenciador es el del orbital $6d$:

**10. CALORES DE COMBUSTIÓN Y FORMACIÓN DE ALGUNOS
COMPUESTOS EN (kJ · mol⁻¹) a 298 K**

Sustancia	ΔH_c^0	ΔH_f^0
Metano (g), CH ₄	-890,4	-74,8
Etano (g), C ₂ H ₆	-1559,8	-84,7
Propano (g), C ₃ H ₈	-2220,0	-103,9
n-Butano (g), C ₄ H ₁₀	-2878,6	-126,2
n-Pentano (l), C ₅ H ₁₂	-3509,1	-146,5
n-Hexano (l), C ₆ H ₁₄	-4163,1	-167,2
Etileno (g), C ₂ H ₄	-1411,3	52,6
1,3-Butadieno (g), C ₄ H ₈	-2543,5	110,2
Metanol (l), CH ₃ OH	-726,3	-238,6
Etanol (l), C ₂ H ₅ OH	-1366,9	-277,6
Benceno (l), C ₆ H ₆	-3267,7	49,0
Benceno (g), C ₆ H ₆	-3301,5	82,9
Tolueno (l), C ₇ H ₈	-3910,0	12,0
p-Xileno (l), C ₈ H ₁₀	-4552,2	-24,4
Ácido benzoico (s), C ₆ H ₅ CO ₂ H	-3227,5	390,0
Fenol (s), C ₆ H ₅ OH	-3062,7	-155,9
Naftaleno (s), C ₁₀ H ₈	-5138,8	75,4
Sacarosa (s), C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	-5643,8	-2231,7
Urea (s), CO(NH ₂) ₂	-633,9	332,2
Acetato de etilo (l), CH ₃ CO ₂ C ₂ H ₅	-2251,0	-486,6
Anilina (l), C ₆ H ₅ NH ₂	-3397,0	-30,5

