

### ■ Actividad de refuerzo pág. 32

Diferencia, entre las siguientes sustancias (supón que no están combinadas con impurezas ni otro tipo de sustancias), cuáles son puras, incluyendo si se trata de elementos o compuestos: agua, latón, cobre, azúcar, amoníaco, hierro, gas oxígeno, gas dióxido de carbono, aire, sal, azufre, acero, una botella de plástico, mercurio y bronce.

#### Solución:

Son elementos el cobre, el hierro, el oxígeno, el azufre y el mercurio. Compuestos el agua (H<sub>2</sub>O), azúcar (sacarosa), amoníaco (NH<sub>3</sub>), gas dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), sal (NaCl) y la botella de plástico (PET). Mezclas serían el latón, el aire, el acero y el bronce.

### ■ Actividad de refuerzo pág. 37

Basándote en la siguiente lista:

$^{16}_8\text{O}^{2-}$ ;  $^{19}_9\text{F}_2^-$ ;  $^3_1\text{H}^+$ ;  $^{14}_7\text{N}^{3-}$ ;  $^{14}_6\text{C}_5$ ;  $^{27}_{13}\text{Al}_2^{3+}$ ; contesta cuáles son el número atómico, la carga iónica, el número másico y el número de átomos presentes.

	$^{16}_8\text{O}^{2-}$	$^{19}_9\text{F}_2^-$	$^3_1\text{H}^+$	$^{14}_6\text{C}_5$	$^{14}_7\text{N}^{3-}$	$^{27}_{13}\text{Al}_2^{3+}$
Número atómico	8	9	1	6. No es obligatorio que lo sepan.	7	13
Carga iónica	2-	1-	1+	0	3-	3+
Número másico	16	19	3	14	14	27
Número de átomos presentes	1	2	1	5	1	2

### ■ Actividad de refuerzo pág. 38

Calcula el número de protones, neutrones, electrones, número atómico y número másico de todas las especies siguientes:

$^{235}\text{U}^{6+}$ , Br ( $Z = 35$ ;  $A = 80$ ),  $\text{Zn}^{2+}$  ( $Z = 30$ ;  $A = 65$ ) y un elemento con carga negativa con el mismo número de neutrones y de electrones y con número atómico 9.

#### Solución:

U: 92 protones (por su posición en el Sistema Periódico), 143 neutrones ( $235 - 92$ ), 86 electrones (protones - electrones = +6) y  $Z = 92$ ,  $A = 235$ .

Br: 35 protones (por  $Z$ ), 45 neutrones ( $80 - 35$ ), 35 electrones (protones - electrones = 0),  $Z = 35$  y  $A = 80$ .

$\text{Zn}^{2+}$ : 30 protones (por  $Z$ ), 35 neutrones ( $65 - 30$ ), 28 electrones (protones - electrones = +2),  $Z = 30$  y  $A = 65$ .

X: 9 protones (por  $Z$ ), 10 electrones (protones - electrones = -1), 10 neutrones (igual que electrones),  $Z = 9$  y  $A = 19$  (protones + neutrones).

### ■ Actividad de refuerzo pág. 39

Basándote en la siguiente lista:

$^{16}_8\text{O}^{2-}$ ;  $^{19}_9\text{F}_2^-$ ;  $^3_1\text{H}^+$ ;  $^{14}_6\text{C}$ ;  $^{14}_7\text{N}^{3-}$ ;  $^{27}_{13}\text{Al}_2^{3+}$ , contesta cuántos protones, neutrones y electrones tienen cada uno de los átomos indicados.

Solución:

	$^{16}_8\text{O}^{2-}$	$^{19}_9\text{F}_2^-$	$^3_1\text{H}^+$	$^{14}_6\text{C}$	$^{14}_7\text{N}^{3-}$	$^{27}_{13}\text{Al}_2^{3+}$
Número de protones	8	9	1	6	7	13
Número de neutrones	8	10	2	8	7	14
Número de electrones	10	10	0	6	10	10

### ■ Actividad de refuerzo pág. 40

El platino se presenta en la Naturaleza con 6 isótopos distintos:  $^{190}\text{Pt}$  (0,02%),  $^{192}\text{Pt}$  (0,78%),  $^{194}\text{Pt}$  (32,97%),  $^{195}\text{Pt}$  (33,83%),  $^{196}\text{Pt}$  (25,24%) y  $^{198}\text{Pt}$  (7,16%). Si suponemos que la masa de cada isótopo coincide con su número másico, calcula la masa atómica del platino.

Solución:

$$\frac{0,02 \cdot 190 + 0,78 \cdot 192 + 32,97 \cdot 194 + 33,83 \cdot 195 + 25,24 \cdot 196 + 7,16 \cdot 198}{100} = 195,11$$

### ■ Actividad de refuerzo pág. 40

Calcula la abundancia relativa de los dos isótopos de cloro,  $^{37}\text{Cl}$  y  $^{35}\text{Cl}$ , sabiendo que la masa atómica relativa del cloro es 35,5.

Solución:

Del 100% total de abundancia del cloro, podemos considerar que hay un  $x\%$  de Cloro-37 y un  $(100 - x)\%$  de Cloro-35 por lo que:

$$\frac{37 \cdot x + 35 \cdot (100 - x)}{100} = 35,5 \Leftrightarrow 37 \cdot x + 35 \cdot (100 - x) = 35,5 \cdot 100 \Leftrightarrow 37x + 3500 - 35x = 3550 \Leftrightarrow 2x = 50 \Leftrightarrow x = 25\%$$

Hay un 25% de Cloro-37 y un 75% de Cloro-35.

### ■ Actividad de refuerzo pág. 41

Calcula la longitud de onda de una radiación electromagnética de frecuencia  $6,2 \cdot 10^{14}$  Hz. Halla su periodo y el número de ondas por metro.

Solución:

Como  $c = \lambda \nu$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6,2 \cdot 10^{14} \text{ Hz}} = 4,8 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$T = \frac{1}{\nu} = \frac{1}{6,2 \cdot 10^{14} \text{ Hz}} = 1,6 \cdot 10^{-15} \text{ s}$$

$$k = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} = \frac{1}{4,8 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 2,1 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

## Actividad de refuerzo pág. 42

Para completar el cálculo de la energía asociada a una onda, podemos utilizar la siguiente actividad:

Calcula la frecuencia de una onda que transporta una energía de  $10^{-19}$  J. Calcula también su longitud de onda.

**Solución:**

Aplicando la ecuación  $E = h \nu$  y despejando,  $\nu$  obtenemos:

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{10^{-19} \text{ J}}{6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}} = 1,51 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$\lambda = c/\nu$ , por lo que  $\lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}/1,51 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 1,99 \cdot 10^{-6} \text{ m}$ .

## Actividades de refuerzo pág. 43

1. Tenemos un láser que emite  $3,5 \cdot 10^{20}$  fotones de longitud de onda  $1,2 \cdot 10^{-8} \text{ m}$  cada segundo. ¿Qué tipo de radiación es? ¿Qué energía emite el láser en un segundo? ¿Qué potencia tiene el láser? Calcula también el periodo y el número de ondas de la radiación del láser. Datos:  $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ .

**Solución:**

Como  $c = \lambda \nu$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,2 \cdot 10^{-8} \text{ m}} = 2,5 \cdot 10^{16} \text{ Hz}$$

Pertenece a la zona del espectro ultravioleta.

$$E = h \nu = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 2,5 \cdot 10^{16} \text{ Hz} = 1,7 \cdot 10^{-17} \text{ J}$$

$$E_T = n E = 3,5 \cdot 10^{20} \cdot 1,7 \cdot 10^{-17} \text{ J} = 5,8 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$P = E/t = 5,8 \cdot 10^3 \text{ J}/1 \text{ s} = 5,8 \cdot 10^3 \text{ W} = 5,8 \text{ kW}$$

$$T = \frac{1}{\nu} = \frac{1}{2,5 \cdot 10^{16} \text{ Hz}} = 4 \cdot 10^{-17} \text{ s}$$

$$k = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{1,2 \cdot 10^{-8} \text{ m}} = 8,3 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

2. Una linterna tiene una potencia luminosa de 2 W (2 julios cada segundo). Si sabemos que emite una luz amarilla de longitud de onda  $5,9 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ , ¿cuántos fotones emite en un minuto? Calcula el periodo, la frecuencia y el número de ondas de la radiación emitida. Datos:  $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ .

Como  $c = \lambda \nu$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{5,9 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 5,1 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La energía de la onda será:

$$E = h \nu = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 5,1 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 3,4 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La energía total emitida por la linterna será:

$$E_T = P t = 2 \text{ W} \cdot 60 \text{ s} = 120 \text{ J}$$

$$n = E_T/E = 120 \text{ J}/3,4 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,5 \cdot 10^{20} \text{ fotones}$$

$$T = \frac{1}{\nu} = \frac{1}{5,1 \cdot 10^{14} \text{ Hz}} = 2 \cdot 10^{-15} \text{ s}$$

$$k = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{5,9 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 1,7 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

## Actividad de refuerzo pág. 45

Calcula a qué nivel llegará un electrón en el átomo de hidrógeno, sabiendo que parte del nivel fundamental  $n = 1$ , cuando se le excita con radiación de frecuencia  $3,09 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ .

Datos:  $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ ;  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**Solución:**

Como  $c = \lambda \nu$  y  $\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$  tenemos que:

$$\frac{\nu}{c} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ de donde } n_2 = \sqrt{\frac{1}{\frac{1}{n_1^2} - \frac{\nu}{c R}}} =$$

$$= \sqrt{\frac{1}{\frac{1}{1} - \frac{3,09 \cdot 10^{15} \text{ Hz}}{3 \cdot 10^8 \text{ m/s} \cdot 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}}}} \approx 4$$

Si se ve que puede ser interesante, se les puede comentar a partir de este problema que observen que la frecuencia, y por lo tanto la energía, se pueden relacionar también directamente con los niveles energéticos con las siguientes fórmulas:

$$\nu = c R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ y } E = h \nu = h c R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R' \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

donde  $R' = h c R = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13 \cdot 6 \text{ eV}$

Estas fórmulas deberían empezar a utilizarlas, puesto que desde la Universidad se recomienda para cursos posteriores su uso en las Pruebas de Acceso, en vez de la fórmula habitual del número de ondas (inversa de la longitud de onda).

## Actividades de refuerzo pág. 47

1. El sodio presenta un par de rayas en su espectro de emisión (una de longitud de onda  $5896 \text{ \AA}$  y otra en  $5890 \text{ \AA}$ ). Calcula la energía a la que equivale cada una, en julios y en electronvolts. Datos:  $c = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ;  $h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$  y  $1 \text{ eV} = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

**Solución:**

Como  $c = \lambda \nu$

$$\nu_1 = \frac{c}{\lambda_1} = \frac{2,9979 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{5,896 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 5,085 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La energía de la primera onda será:

$$E_1 = h \nu_1 = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 5,085 \cdot 10^{14} \text{ Hz} =$$

$$= 3,369 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,103 \text{ eV}$$

$$\nu_2 = \frac{c}{\lambda_2} = \frac{2,9979 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{5,896 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 5,090 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La energía de la segunda onda será:

$$E_2 = h \nu_2 = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 5,090 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 3,373 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,105 \text{ eV}$$

2. Calcula la energía asociada al salto electrónico en el átomo de hidrógeno entre el nivel 4 y el 8.

Datos:  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ;  $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$  y  $h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ .

Solución:

Aplicando la ecuación empírica propuesta por Rydberg:

$$k = R (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

$$k = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot (1/4^2 - 1/8^2) = 5,142 \cdot 10^5 \text{ m}^{-1}$$

Como  $k = 1/\lambda$  y  $\nu = c/\lambda$ , queda:

$$\nu = c k = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} \cdot 5,142 \cdot 10^5 \text{ m}^{-1} = 1,542 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E = h \nu = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 1,542 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 1,022 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 0,638 \text{ eV}$$

## Actividad de refuerzo pág. 49

Halla las configuraciones electrónicas teóricas de todos los elementos cuyo número atómico es múltiplo de 5 hasta el 100. Pon, cuando lo sepas, el símbolo del elemento.

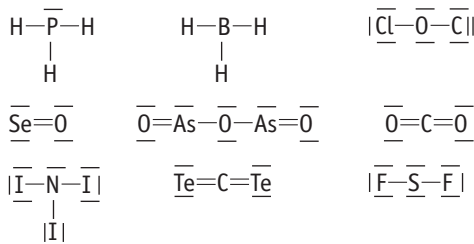
- 5 - B:  $1s^2 2s^2 p^1$
- 10 - Ne:  $1s^2 2s^2 p^6$
- 15 - P:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^3$
- 20 - Ca:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2$
- 25 - Mn:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^5 4s^2$
- 30 - Zn:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2$
- 35 - Br:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^5$
- 40 - Zr:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^2 5s^2$
- 45 - Rh:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^7 5s^2$
- 50 - Sn:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} 5s^2 p^2$
- 55 - Cs:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} 5s^2 p^6 6s^1$
- 60 - Nd:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^4 5s^2 p^6 6s^2$
- 65 - Tb:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^9 5s^2 p^6 6s^2$
- 70 - Yb:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 6s^2$
- 75 - Re:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^5 6s^2$
- 80 - Hg:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} 6s^2$
- 85 - At:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} 6s^2 p^5$
- 90 - Th:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} f^2 6s^2 p^6 7s^2$
- 95 - Am:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} f^7 6s^2 p^6 7s^2$
- 100 - Fm:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} f^{12} 6s^2 p^6 7s^2$

## Actividad de refuerzo pág. 56

Dibuja la estructura de Lewis de los siguientes compuestos:

$\text{PH}_3$ ,  $\text{BH}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{SeO}$ ,  $\text{As}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NI}_3$ ,  $\text{CF}_4$  y  $\text{SF}_2$ .

Solución:



## Actividades de refuerzo pág. 57

1. Indica la estructura de Lewis del óxido de arsénico (III), razonándola.

Solución:

La fórmula es  $\text{As}_2\text{O}_3$ . Indicaremos en el cuadro siguiente los datos:

Elemento	Capa de valencia	Electrones de valencia	Capacidad máxima
As	$4s^2 4p^3$	5	8
O	$2s^2 2p^4$	6	8

Electrones de valencia disponibles:

$$A = 5 \cdot 2 + 6 \cdot 3 = 28$$

Capacidad total de la capa de valencia:

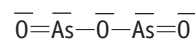
$$N = 8 \cdot 2 + 8 \cdot 3 = 40$$

Electrones compartidos:

$$N - A = 40 - 28 = 12 \text{ (seis enlaces)}$$

Electrones restantes:  $28 - 12 = 16$  (ocho pares).

Ahora distribuimos los electrones adecuadamente sobre los átomos, colocados con la mayor simetría posible:



Observa que alrededor de cada átomo hay 8 electrones. Como propios se mantienen los 6 iniciales de los oxígenos y los 5 alrededor de cada arsénico.

Si hubiésemos puesto los tres oxígenos en medio y unido los dos arsénicos a los tres oxígenos, también valdría, pero la figura está tan torsionada que no se corresponde con la molécula real.

2. Indica la estructura de Lewis del yoduro de nitrógeno (III), razonándola.

Solución:

La fórmula es  $\text{NI}_3$ . Indicaremos en el cuadro siguiente los datos:

Elemento	Capa de valencia	Electrones de valencia	Capacidad máxima
N	$2s^2 2p^3$	5	8
I	$5s^2 5p^5$	7	8

Electrones de valencia disponibles:

$$A = 5 \cdot 1 + 7 \cdot 3 = 26$$

Capacidad total de la capa de valencia:

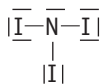
$$N = 8 \cdot 1 + 8 \cdot 3 = 32$$

Electrones compartidos:

$$N - A = 32 - 26 = 6 \text{ (tres enlaces)}$$

Electrones restantes:  $26 - 6 = 20$  (diez pares).

Ahora distribuimos los electrones adecuadamente sobre los átomos, colocados con la mayor simetría posible:



Observa que alrededor de cada átomo hay 8 electrones. Como propios se mantienen los 5 iniciales del nitrógeno y los 7 alrededor de cada yodo.

## Actividad de refuerzo pág. 58

Indica la estructura de Lewis del ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

**Solución:**

Indicaremos en el cuadro siguiente los datos:

Elemento	Capa de valencia	Electrones de valencia	Capacidad máxima
S	$3s^2 3p^4$	6	8
O	$2s^2 2p^4$	6	8
H	$1s^1$	1	2

Electrones de valencia disponibles:

$$A = 1 \cdot 2 + 6 \cdot 1 + 6 \cdot 4 = 32$$

Capacidad total de la capa de valencia:

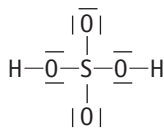
$$N = 2 \cdot 2 + 8 \cdot 1 + 8 \cdot 4 = 44$$

Electrones compartidos:

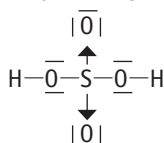
$$N - A = 44 - 32 = 12 \text{ (seis enlaces)}$$

Electrones restantes:  $32 - 12 = 20$  (diez pares).

Ahora distribuimos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



Observa que alrededor de cada átomo hay 8 electrones, y sobre el hidrógeno, 2. Como propios se mantienen los 6 iniciales de los oxígenos enlazados a los hidrógenos y los de éstos, pero aparecen como propios 7 sobre los otros dos oxígenos y sólo 4 alrededor del azufre. La solución viene dada en este caso por dos enlaces dativos, al suponer que el azufre es el *dador* y los oxígenos los *aceptores*:



Ahora cada oxígeno tiene como propios sus 6 iniciales y el azufre sus 6, con lo que la estructura resulta ser la correcta.

## Evaluación

1. Calcula la masa atómica del calcio, sabiendo que en la naturaleza hay básicamente 5 isótopos estables: el Ca-40, con una abundancia relativa del 96,97%, el Ca-42 (0,64%), el Ca-43 (0,15%), el Ca-44 (2,06%) y el Ca-48 (0,18%).

**Solución:**

La masa atómica viene dada por:

$$m_{\text{Ca}} = \frac{40 \text{ u} \cdot 96,97 + 42 \text{ u} \cdot 0,64 + 43 \text{ u} \cdot 0,15 + 44 \text{ u} \cdot 2,06 + 48 \text{ u} \cdot 0,18}{100} = 40,11 \text{ u}$$

2. Di el número de protones, neutrones y electrones que poseen los siguientes átomos:

${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$ ;  ${}^{19}_9\text{F}$ ;  ${}^{239}_{92}\text{U}^{3+}$  ( $Z = 92$ );  ${}^{82}_{82}\text{Pb}^{4+}$  ( $A = 208$ );  ${}^{65}_{30}\text{Zn}$  (30 electrones);  ${}^{37}_{17}\text{Cl}^-$  (20 neutrones)

**Solución:**

El  $\text{Ca}^{2+}$ : 20 protones ( $Z$ ), 20 neutrones ( $A-Z$ ) y 18 electrones (hay dos cargas positivas).

El  $\text{F}$ : 9 protones ( $Z$ ), 10 neutrones ( $A-Z$ ) y 9 electrones (es neutro).

El  $\text{U}^{3+}$ : 92 protones ( $Z$ ), 147 neutrones ( $A-Z$ ) y 89 electrones (hay tres cargas positivas).

El  $\text{Pb}^{4+}$ : 82 protones ( $Z$ ), 126 neutrones ( $A-Z$ ) y 78 electrones (hay cuatro cargas positivas).

El  $\text{Zn}$ : 30 electrones ( $Z$ ), 30 protones (es neutro) y 35 neutrones ( $A-Z$ ).

El  $\text{Cl}^-$ : 20 neutrones, 17 protones ( $A-n^\circ$  neutrones) y 18 electrones (hay una carga negativa de más).

3. De los átomos planteados en el problema anterior, escribe la configuración electrónica del átomo neutro.

**Solución:**

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

F:  $1s^2 2s^2 p^5$

U:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} f^4 6s^2 p^6 7s^2$  (realmente es  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} f^3 6s^2 p^6 d^1 7s^2$ , pero en este curso no tienen argumentos para saberlo, salvo que hallen la configuración desde el Sistema Periódico).

Pb:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} 6s^2 p^2$

Zn:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2$

Cl:  $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$

4. Halla la longitud de onda asociada a la raya del espectro correspondiente a la transición entre el nivel  $n = 2$  y  $n = 4$  del átomo de hidrógeno. Calcula también la frecuencia y la energía de la onda.

**Datos:**  $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ ;  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ;  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$

**Solución:**

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow \lambda = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486 \text{ nm}$$

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

$$E = h \nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

**5. Halla la estructura de Lewis de las moléculas de NH<sub>3</sub>, SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O y PCl<sub>3</sub>.****Solución:**

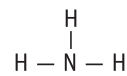
Elemento	Estructura electrónica de la capa de valencia	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
N	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	5	8
H	1s <sup>1</sup>	1	2
S	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	6	8
O	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	6	8
P	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	5	8
Cl	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	7	8

NH<sub>3</sub>: Electrones de valencia disponibles:  $A = 5 + 1 \cdot 3 = 8$

Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 \cdot 1 + 2 \cdot 3 = 14$

Electrones compartidos:  $N - A = 14 - 8 = 6$  (tres enlaces).

Electrones restantes:  $8 - 6 = 2$  (un par).

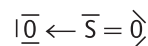


SO<sub>2</sub>: Electrones de valencia disponibles:  $A = 6 + 6 \cdot 2 = 18$

Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 \cdot 1 + 8 \cdot 2 = 24$

Electrones compartidos:  $N - A = 24 - 18 = 6$  (tres enlaces).

Electrones restantes:  $18 - 6 = 12$  (seis pares).

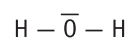


H<sub>2</sub>O: Electrones de valencia disponibles:  $A = 1 \cdot 2 + 6 = 8$

Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 2 \cdot 2 + 8 = 12$

Electrones compartidos:  $N - A = 12 - 8 = 4$  (dos enlaces).

Electrones restantes:  $8 - 4 = 4$  (dos pares).



PCl<sub>3</sub>: Electrones de valencia disponibles:  $A = 5 + 7 \cdot 3 = 26$

Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 + 8 \cdot 3 = 32$

Electrones compartidos:  $N - A = 32 - 26 = 6$  (tres enlaces).

Electrones restantes:  $26 - 6 = 20$  (diez pares).

