

1. El cloro tiene dos isótopos, de masas 34,96885 uma y 36,96590 uma, respectivamente. Calcular la abundancia en % de cada isótopo, sabiendo que la masa atómica del cloro es de 35,453 uma.

La masa atómica de un elemento se calcula como la media aritmética ponderada de los diferentes isótopos naturales del elemento, atendiendo a su abundancia. Se usa la expresión:

$$Mat = \frac{Mat_1 \cdot \%_1 + Mat_2 \cdot \%_2 + \dots}{100}$$

En este caso, no conocemos los porcentajes, pero sabemos que deben sumar 100, por lo que $\%_1 = x$; $\%_2 = 100 - x$. Así, sustituyendo:

$$35,453 = \frac{34,96885 \cdot x + 36,96590 \cdot (100 - x)}{100} \quad \text{Despejando, } x = \underline{\%_1 = 75,76 \%} ; \underline{\%_2 = 24,24 \%}$$

2. Completar la siguiente tabla

	Z	A	N	n° p+	n° e-	Carga/ Tipo ión
${}_{16}^{31}\text{S}^{2-}$	16	31	15	15	18	-2 (anión)
Cs^+	55	188	133	55	54	+1 (catión)
Ni	28	61	33	28	25	+3 (catión)
Xe	54	131	77	54	54	neutro

3. a) Escribir la configuración electrónica de: **Pt²⁺ (Z = 78) ; P**
 Pt²⁺ (Z = 78) El Pt neutro: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^8 6s^2$. El catión Pt²⁺ ha perdido dos electrones. Pueden considerarse válidas las opciones: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^8$
 $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^6 6s^2$

P: se encuentra en el tercer periodo, grupo 15. Su última capa es $3s^2 p^3$
 $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^3$

- b) Escribir nombre y símbolo de los elementos cuya configuración electrónica de su última capa es:
 $5s^2$ Sr. Estroncio ; $4s^2 p^4$ Se. Selenio

4. Explicar el concepto de orbital atómico. ¿Qué diferencia existe entre orbital y órbita?

Un orbital atómico es un *estado de energía permitido en un átomo*. A este estado de energía le corresponde una zona donde es probable encontrar a un electrón que posea esa energía.

Diferencia órbita-orbital: La órbita era el concepto usado en los modelos de Rutherford y Bóhr para referirse a la trayectoria bien definida y determinada (con posición y velocidad conocidas) que sigue el electrón alrededor del núcleo. Heisenberg, con su principio de indeterminación, demostró que era imposible conocer la órbita con total exactitud, con lo que hubo que desecharlo y pasar al concepto de orbital, donde se habla de probabilidad de localizar al electrón (lo único que se sabe con exactitud es su energía).

5. Explicar cuántos orbitales hay y cuántos electrones caben como máximo en la cuarta capa de un átomo, indicando los distintos valores que toman los números cuánticos.

n Capa	l (l=0...n-1) subcapa	m _l (m _l =-l ... +l) orbital	m _s = ± 1/2 spin
4	0 (s)	0	2 electrones
	1 (p)	-1, 0, 1	6 electrones
	2 (d)	-2, -1, 0, 1, 2	10 electrones
	3 (f)	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	14 electrones
		TOTAL:	32 electrones

6. a) ¿Qué es la afinidad electrónica de un elemento químico? ¿cómo varía en la tabla periódica?

Energía que desprende un átomo del elemento en estado gaseoso al captar un electrón en su última capa. Al descender dentro del mismo grupo, disminuye. Al avanzar dentro del mismo periodo, aumenta.

- b) Razonar cuál de estos elementos tendrá mayor radio atómico: Al – Cl.

El Al tendrá mayor radio. Ambos átomos pertenecen al tercer periodo, por lo que poseen el mismo número de capas. Si embargo, el Cl posee más protones en el núcleo, y atrae más a los electrones. Como consecuencia, el átomo de Cl de menor tamaño que el de Al.

7. a) Diferencias entre los modelos atómicos de Rutherford y Thomsom.

Básicamente, los modelos de Thomsom y rutherford se diferencian en la presencia del núcleo. Thomsom propone en su modelo un átomo macizo, con la carga + y la masa repartidas uniformemente por todo el volumen. Rutherford, por el contrario, descubre que casi toda la masa (y toda la carga +) está concentrada en el centro del átomo. El modelo de Rutherford está esencialmente hueco, y obliga a los electrones a moverse en órbitas en torno al núcleo.

b) ¿Qué dice el principio de exclusión de Pauli?

En un átomo, no podemos tener dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Esto explica el hecho de que en el mismo orbital sólo podemos tener dos electrones, ya que sólo hay dos valores de m_s .

8. ¿Qué consecuencia se extrajo del hecho de que los espectros atómicos fueran discontinuos?

Los espectros atómicos provienen de la energía emitida por los átomos del elemento al saltar los electrones de una órbita a otra. El hecho de que fueran discontinuos trajo como consecuencia que los electrones no podían dar cualquier salto dentro del átomo, sólo estaban permitidos ciertos valores de energía para el electrón en el átomo, y esto conlleva que los electrones solo pueden encontrarse a ciertas distancias permitidas del núcleo. Es lo que se denomina cuantización de las órbitas.

Otra consecuencia que se extrajo es de aplicación práctica: podemos distinguir un elemento a través de su espectro.

9. De un recipiente de ácido nítrico comercial, al 60 % en peso y $d = 1,5 \text{ g/cm}^3$, cogemos 5 ml y los ponemos en un vaso de precipitado. Calcular qué cantidad de agua debemos añadir para lograr diluirlo hasta 0,1 M.

Datos: Disolución A (comercial). 60 % en peso, $d = 1,5 \text{ g/cm}^3 = 1500 \text{ g/l}$, $V = 5 \text{ ml} = 0,005 \text{ l}$.
Disolución B (a preparar) 0,1 M
 $Mm(\text{HNO}_3) = 63 \text{ uma}$.

En primer lugar, calculamos la molaridad de la disolución A, para que ambas concentraciones estén expresadas en la misma unidad. 60 % \rightarrow 60 g de HNO_3 por cada 100 g de disolución

$$\frac{60 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disol. A}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1500 \text{ g disol. A}}{1 \text{ l disol. A}} = 14,29 \frac{\text{mol HNO}_3}{\text{l disol. A}} = 14,29 \text{ M}$$

El problema nos indica que tenemos 0,005 l. de disol. A. Calculamos el número de moles que contienen.

$$0,005 \text{ l disol A} \cdot \frac{14,29 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ l disol A}} = 0,0715 \text{ moles HNO}_3$$

Finalmente, conociendo cuántos moles tenemos, calculamos el volumen que deberá tener la disolución B para que su concentración sea 0,1 M.

$$0,0715 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ l disol. B}}{0,1 \text{ mol HNO}_3} = 0,715 \text{ l disol. B} = 715 \text{ ml}$$

Por lo tanto, como ya teníamos 5 ml, habrá que añadir 710 ml de agua.

10. Sabemos que la masa de un gas contenido en un recipiente de 500 ml en c.n. tiene una masa de 1,295 g. ¿Cuál es su masa molecular?

Calculamos la Mm a partir de los datos que nos proporciona el problema ($V = 0,5 \text{ l}$ en c.n. y 1,295 g de masa). Debemos calcular cuántos moles de gas hay en el recipiente (1 mol de gas en c.n. ocupa 22,4 l.) y, finalmente, la masa de un mol de gas.

$$0,5 \text{ l gas c.n.} \cdot \frac{1 \text{ mol gas}}{22,4 \text{ l gas c.n.}} = 0,022 \text{ mol gas} \quad \left. \begin{array}{l} 0,022 \text{ mol gas} \rightarrow 1,295 \text{ g gas} \\ 1 \text{ mol gas} \rightarrow X \end{array} \right\} X = 58,86 \text{ g gas en un mol}$$

La masa molecular será 58,86 uma.