

Clase 2: Estructura Atómica

Introducción

Durante siglos, los científicos se preguntaron de qué estaba hecha la materia. Hoy sabemos que toda la materia está compuesta por átomos, partículas extremadamente pequeñas que constituyen los bloques fundamentales de construcción de todo lo que nos rodea. Comprender la estructura del átomo es esencial para entender el comportamiento químico de los elementos y cómo interactúan entre sí.

El Átomo y su Estructura

El átomo es la unidad más pequeña de un elemento que conserva las propiedades químicas de ese elemento. Aunque su nombre proviene del griego "atomos" (indivisible), sabemos que el átomo está formado por partículas aún más pequeñas.

Modelo Atómico Actual

El átomo se compone de dos regiones principales:

Núcleo atómico: Es la región central, extremadamente pequeña pero muy densa. Concentra prácticamente toda la masa del átomo (más del 99.9%). Contiene carga positiva.

Corteza o nube electrónica: Es la región que rodea al núcleo, donde se encuentran los electrones en movimiento. Ocupa la mayor parte del volumen atómico pero tiene muy poca masa. Contiene carga negativa.

El átomo es eléctricamente neutro porque el número de cargas positivas en el núcleo es igual al número de cargas negativas en la corteza.

Partículas Subatómicas

Las tres partículas fundamentales que componen el átomo son:

Protones (p^+)

- Se encuentran en el núcleo del átomo
- Tienen carga eléctrica positiva (+1)
- Su masa es aproximadamente 1 uma (unidad de masa atómica)
- Definen la identidad del elemento: todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones

Neutrones (n^0)

- Se encuentran en el núcleo del átomo, junto a los protones
- No tienen carga eléctrica (son neutros)
- Su masa es aproximadamente 1 uma, similar a la del protón
- Contribuyen a la estabilidad nuclear y a la masa del átomo

Electrones (e^-)

- Se encuentran en la corteza del átomo, girando alrededor del núcleo
- Tienen carga eléctrica negativa (-1)
- Su masa es aproximadamente $1/1840$ uma (prácticamente despreciable comparada con protones y neutrones)
- Son responsables de las propiedades químicas y de la formación de enlaces

Partícula	Ubicación	Carga	Masa (uma)	Símbolo
Protón	Núcleo	+1	1	p^+
Neutrón	Núcleo	0	1	n^0
Electrón	Corteza	-1	$1/1840 \approx 0$	e^-

Número Atómico (Z) y Número Másico (A)

Estos dos números son fundamentales para identificar y caracterizar los átomos:

Número Atómico (Z)

Es el número de protones que tiene un átomo en su núcleo.

- Define la identidad del elemento
- En un átomo neutro, Z también indica el número de electrones
- Se ubica como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento

Ejemplo: El carbono tiene $Z = 6$, lo que significa que todos los átomos de carbono tienen 6 protones.

Número Másico (A)

Es la suma de protones y neutrones en el núcleo del átomo.

$$A = Z + N$$

Donde:

- A = número másico

- Z = número de protones
- N = número de neutrones

Se ubica como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento.

Notación Atómica

La forma estándar de representar un átomo es:



Donde:

- X = símbolo del elemento
- A = número másico (arriba)
- Z = número atómico (abajo)

Ejemplo: ${}^{12}_6\text{C}$ representa un átomo de carbono con 6 protones y 6 neutrones (A = 12)

Peso Atómico e Isótopos

Isótopos

Los isótopos son átomos del mismo elemento (mismo Z) que tienen diferente número de neutrones (diferente A).

Características de los isótopos:

- Tienen el mismo número atómico (Z)
- Tienen diferente número másico (A)
- Tienen las mismas propiedades químicas (porque tienen igual número de electrones)
- Tienen propiedades físicas ligeramente diferentes (por su diferente masa)

Ejemplos:

Isótopos del Hidrógeno:

- ${}^1_1\text{H}$ (Protio): 1 protón, 0 neutrones
- ${}^2_1\text{H}$ (Deuterio): 1 protón, 1 neutrón
- ${}^3_1\text{H}$ (Tritio): 1 protón, 2 neutrones

Isótopos del Carbono:

- $^{12}_6\text{C}$: 6 protones, 6 neutrones (98.9% abundancia natural)
- $^{13}_6\text{C}$: 6 protones, 7 neutrones (1.1% abundancia natural)
- $^{14}_6\text{C}$: 6 protones, 8 neutrones (radioactivo, usado en datación)

Peso Atómico (Masa Atómica Promedio)

El peso atómico o masa atómica relativa de un elemento es el promedio ponderado de las masas de todos sus isótopos naturales, considerando su abundancia relativa.

Fórmula:

Peso atómico = Σ (masa del isótopo \times abundancia relativa)

Ejemplo: El cloro tiene dos isótopos principales:

- ^{35}Cl : masa = 35 uma, abundancia = 75.77%
- ^{37}Cl : masa = 37 uma, abundancia = 24.23%

Peso atómico del Cl = $(35 \times 0.7577) + (37 \times 0.2423) = 35.45$ uma

Este es el valor que aparece en la tabla periódica y explica por qué no es un número entero.

El Orbital: Introducción a la Configuración Electrónica

Concepto de Orbital

Un orbital es una región del espacio alrededor del núcleo donde existe alta probabilidad de encontrar un electrón.

Características importantes:

- Cada orbital puede contener un máximo de 2 electrones con espines opuestos
- Los orbitales tienen diferentes formas y energías
- Los electrones ocupan primero los orbitales de menor energía

Niveles de Energía

Los electrones se distribuyen en niveles de energía o capas alrededor del núcleo, numerados desde el núcleo hacia afuera:

- Nivel 1 (K): más cercano al núcleo, menor energía
- Nivel 2 (L): mayor energía que el nivel 1
- Nivel 3 (M): mayor energía que el nivel 2

- Nivel 4 (N): y así sucesivamente...

Capacidad máxima de electrones por nivel: $2n^2$

- Nivel 1: máximo 2 electrones
- Nivel 2: máximo 8 electrones
- Nivel 3: máximo 18 electrones
- Nivel 4: máximo 32 electrones

Tipos de Orbitales

Cada nivel de energía contiene diferentes tipos de orbitales:

Orbitales s:

- Forma esférica
- Cada nivel tiene 1 orbital s
- Capacidad: 2 electrones

Orbitales p:

- Forma de ocho o lóbulo
- Aparecen desde el nivel 2
- Cada nivel tiene 3 orbitales p (px, py, pz)
- Capacidad total: 6 electrones

Orbitales d:

- Formas más complejas
- Aparecen desde el nivel 3
- Cada nivel tiene 5 orbitales d
- Capacidad total: 10 electrones

Orbitales f:

- Formas muy complejas
- Aparecen desde el nivel 4
- Cada nivel tiene 7 orbitales f
- Capacidad total: 14 electrones

Configuración Electrónica

La configuración electrónica describe cómo se distribuyen los electrones en los diferentes orbitales de un átomo.

Principios fundamentales:

1. Principio de Aufbau (construcción): Los electrones ocupan primero los orbitales de menor energía
2. Principio de exclusión de Pauli: Un orbital puede contener máximo 2 electrones con espines opuestos
3. Regla de Hund: Cuando hay orbitales de igual energía, los electrones se distribuyen primero uno en cada orbital antes de aparearlos

Orden de Llenado de Orbitales

El orden de llenado según energía creciente es:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s...$

Ejemplos de Configuración Electrónica

Hidrógeno ($Z=1$): $1s^1$

- 1 electrón en el orbital 1s

Carbono ($Z=6$): $1s^2 2s^2 2p^2$

- 2 electrones en 1s
- 2 electrones en 2s
- 2 electrones en 2p

Oxígeno ($Z=8$): $1s^2 2s^2 2p^4$

- 2 electrones en 1s
- 2 electrones en 2s
- 4 electrones en 2p

Sodio ($Z=11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- Niveles 1 y 2 completos
- 1 electrón en 3s

Electrones de Valencia

Los electrones de valencia son los electrones del último nivel de energía (nivel más externo). Son los responsables del comportamiento químico del átomo y de la formación de enlaces.

Ejemplo:

- Sodio (Na): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \rightarrow$ Tiene 1 electrón de valencia

- Cloro (Cl): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow$ Tiene 7 electrones de valencia

Trabajo Práctico N°2: Estructura Atómica

Curso de Ingreso - Biología y Química

Parte 1: Partículas Subatómicas (15 puntos)

Consigna: Completa la siguiente tabla con la información de las partículas subatómicas.

Partícula	Símbolo	Ubicación en el átomo	Carga eléctrica	Masa (uma)
-----------	---------	-----------------------	-----------------	------------

Preguntas:

- a) ¿Qué partícula define la identidad de un elemento químico? (2 puntos)
- b) ¿Por qué la masa de los electrones se considera despreciable? (3 puntos)

Parte 2: Número Atómico y Número Másico (20 puntos)

Consigna: Completa la siguiente tabla calculando los datos faltantes.

Elemento	Símbolo	Z	A	Protones	Neutrones	Electrones	Notación
Sodio	Na	11	23				
	O	8		8	8		$^{16}_8\text{O}$
Aluminio			27	13		13	
	Fe		56		30	26	
Cloro	Cl	17			18		

Nota: Si el número de electrones es diferente al número de protones, indica si se trata de un ion positivo o negativo.

Parte 3: Isótopos (20 puntos)

A) Conceptos (10 puntos)

1. Define con tus palabras qué son los isótopos. (3 puntos)
2. ¿Qué tienen en común los isótopos de un mismo elemento? (2 puntos)
3. ¿En qué se diferencian los isótopos de un mismo elemento? (2 puntos)
4. ¿Por qué los isótopos tienen las mismas propiedades químicas? (3 puntos)

B) Ejercicios (10 puntos)

Dado los siguientes átomos:

- $^{12}_6\text{C}$ - $^{13}_6\text{C}$ - $^{14}_7\text{N}$ - $^{14}_6\text{C}$ - $^{15}_7\text{N}$
5. Identifica cuáles son isótopos entre sí. Justifica tu respuesta. (5 puntos)
 6. Para los isótopos del carbono identificados, completa:

Isótopo	Protones	Neutrones	Electrones
---------	----------	-----------	------------

(5 puntos)

Parte 4: Peso Atómico (15 puntos)

Consigna: Resuelve los siguientes problemas mostrando todos los cálculos.

Problema 1: El boro natural está formado por dos isótopos:

- ^{10}B con masa atómica 10 uma y abundancia del 20%
- ^{11}B con masa atómica 11 uma y abundancia del 80%

Calcula el peso atómico del boro. (7 puntos)

Problema 2: El cobre tiene dos isótopos naturales:

- ^{63}Cu con masa 62.93 uma y abundancia del 69.17%
- ^{65}Cu con masa 64.93 uma y abundancia del 30.83%

Calcula el peso atómico del cobre y explica por qué este valor no es un número entero. (8 puntos)

Parte 5: Configuración Electrónica (30 puntos)

A) Completar orbitales (10 puntos)

Indica la capacidad máxima de electrones para cada uno:

1. Un orbital s: _____ electrones
2. Un subnivel p (3 orbitales p): _____ electrones
3. Un subnivel d (5 orbitales d): _____ electrones
4. Nivel 1: _____ electrones
5. Nivel 3: _____ electrones

B) Configuración electrónica (15 puntos)

Escribe la configuración electrónica completa de los siguientes elementos:

1. Nitrógeno ($Z = 7$): _____
2. Neón ($Z = 10$): _____
3. Magnesio ($Z = 12$): _____
4. Azufre ($Z = 16$): _____
5. Calcio ($Z = 20$): _____

C) Electrones de valencia (5 puntos)

Para los elementos del punto B, indica cuántos electrones de valencia tiene cada uno:

1. Nitrógeno: _____
2. Neón: _____
3. Magnesio: _____
4. Azufre: _____
5. Calcio: _____

Parte 6: Problema Integrador (20 puntos)

Situación: Se tienen tres átomos con las siguientes características:

- Átomo A: Tiene 17 protones y 18 neutrones
- Átomo B: Tiene número atómico 17 y número másico 37
- Átomo C: Tiene 19 protones, 20 neutrones y 18 electrones

Consigna:

- Escribe la notación atómica completa (A_ZX) para cada átomo. (6 puntos)
- ¿Cuáles de estos átomos son isótopos? Justifica tu respuesta. (4 puntos)
- ¿Alguno de estos átomos es un ion? Si es así, indica cuál y si es positivo o negativo. Justifica. (4 puntos)
- Escribe la configuración electrónica del átomo A. (3 puntos)
- ¿Cuántos electrones de valencia tiene el átomo A? (3 puntos)

Parte 7: Verdadero o Falso (10 puntos)

Consigna: Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F). Justifica las falsas.

- () Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número másico.
- () Los neutrones contribuyen a la masa del átomo pero no a su carga.
- () El número atómico indica la cantidad de neutrones en el núcleo.
- () Los isótopos tienen diferentes propiedades químicas.
- () Un orbital puede contener un máximo de 2 electrones.
- () El núcleo atómico contiene toda la masa del átomo.
- () Los electrones determinan el comportamiento químico de los elementos.
- () El peso atómico siempre es un número entero.
- () Los electrones de valencia se encuentran en el nivel de energía más externo.
- () Un átomo neutro tiene igual número de protones que de electrones.

Justificaciones de las falsas:

Criterios de Evaluación

- Parte 1: 15 puntos (tabla 10 puntos + preguntas 5 puntos)
- Parte 2: 20 puntos (4 puntos por cada fila completa correctamente)
- Parte 3: 20 puntos (conceptos 10 + ejercicios 10)
- Parte 4: 15 puntos (problema 1: 7 puntos + problema 2: 8 puntos)
- Parte 5: 30 puntos (según distribución indicada)
- Parte 6: 20 puntos (según distribución indicada)
- Parte 7: 10 puntos (1 punto por cada respuesta correcta y justificada)

Puntaje Total: 130 puntos

Escala de Aprobación:

- 78-91 puntos: Aprobado (60-70%)
- 92-104 puntos: Bueno (71-80%)
- 105-117 puntos: Muy Bueno (81-90%)
- 118-130 puntos: Excelente (91-100%)

Criterios Generales

- Presentación prolija y ordenada
- Desarrollo completo de todos los cálculos
- Uso correcto de notación científica y unidades
- Justificaciones claras y fundamentadas
- Letra legible

Fecha de entrega: _____

Nombre del alumno: _____

Calificación: _____ / 130 puntos