

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

Química Aplicada

Estructura Atómica

- RESPUESTAS -

Profesora Adjunta: Dra. Rebeca Purpora

Jefe de Trabajos Prácticos: Lic. Aldana LEMOS

1.

Símbolo	Número atómico	Número de masa	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	Isótopo
$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	17	18	17	$^{36}_{17}\text{Cl}$
$^{64}_{29}\text{Cu}$	29	64	29	35	29	$^{65}_{29}\text{Cu}$

2.

- A y B son átomos neutros
- C representa un ión, C^{-3}
- A y B son isótopos porque varían en el número de neutrones

3.

- Para $n = 1$, máximo 2 e-
- Para $n = 2$, máximo 8 e-
- Para $n = 3$, máximo 18 e-
- Para $n = 4$, máximo 32 e-
- Fórmula: $2n^2$

4.

Nombre	Símbolo	Valores	Significado
Número cuántico principal	n	1, 2, 3, 4, ...	Describe el nivel principal de energía o capa que ocupa un electrón.
Número cuántico del momento angular	ℓ	desde 0 hasta (n-1)	Designa un subnivel o una forma específica del orbital atómico que puede ocupar un electrón.
Número cuántico magnético	m_ℓ	desde $-\ell$, pasando por cero, hasta $+\ell$	Designa a un orbital específico en un subnivel y su orientación en el espacio.
Número cuántico del espín	m_s	+1/2 y -1/2	Se refiere al giro del electrón y a la orientación del campo magnético que genera este giro.

5.

- Número cuántico principal: 3
- Número cuántico azimutal: 2
- Número cuántico magnético: -2, -1, 0, +1, +2
- Puede tener como máximo 10 e-

6. El orbital en el que se encuentra el electrón es en 2p.

7.

- a. ${}_{11}\text{Na}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- b. ${}_{19}\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- c. ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- d. ${}_{20}\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- e. ${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- f. ${}_{7}\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$
- g. ${}_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- h. ${}_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

8.

- a. ${}_{11}\text{Na}: [\text{Ne}] 3s^1$
- b. ${}_{19}\text{K}: [\text{Ar}] 4s^1$
- c. ${}_{17}\text{Cl}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
- d. ${}_{20}\text{Ca}: [\text{Ar}] 4s^2$
- e. ${}_{35}\text{Br}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 2p^5$
- f. ${}_{7}\text{N}: [\text{He}] 2s^2 2p^3$
- g. ${}_{16}\text{S}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
- h. ${}_{18}\text{Ar}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

9. $Z = 3: 1s^2 2s^1$

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

$Z = 37: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

$Z = 55: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 5s^1$

10. Para $Z = 3$

a. Números cuánticos que caracterizan a sus electrones

Electrón	Número cuántico	Valor
1	n	1
	ℓ	0
	m_ℓ	0
	m_s	+1/2
2	n	1
	ℓ	0
	m_ℓ	0
	m_s	-1/2

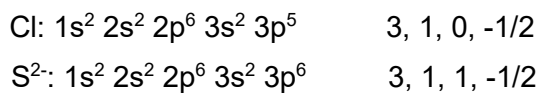
3	n	2
	l	0
	m_l	0
	m_s	+1/2

- b. Para los electrones 1 y 2 el número cuántico que los diferencia es el número cuántico del espín.
c. Para los electrones 1 y 3 el número cuántico que los diferencia es el número cuántico principal

11.

- a. Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
b. Fe^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^6$
c. Fe^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$
d. S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
e. S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
f. Cr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
g. Cu^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^{10}$
h. Ag: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$

12.



13. a y d; b y e; c y f.

15. Son isoelectrónicas entre sí: b, d y e; f y h; c y g.