

Taller de ejercicios No. 5

1. ¿Qué son los electrones de valencia? (b) ¿Cuántos electrones de valencia posee un átomo de nitrógeno? (c) Un átomo tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. ¿Cuántos electrones de valencia tiene?
2. Escriba el símbolo de Lewis para cada uno de los átomos o iones siguientes: (a) Mg; (b) As; (c) Sc^{3+} ; (d) Se^{2-} .
3. Utilizando símbolos de Lewis, represente la reacción entre átomos de magnesio y oxígeno para formar la sustancia iónica MgO.
4. Utilice símbolos de Lewis para representar la reacción que ocurre entre átomos de Mg y de Br.
5. ¿Cuál compuesto iónico cabe esperar que se forme por la combinación de los pares de elementos siguientes: (a) rubidio y oxígeno; (b) bario y yodo; (c) litio y oxígeno; (d) cloro y magnesio?
6. Escriba la configuración electrónica de cada uno de los iones siguientes y determine cuáles de ellos poseen una configuración de gas noble: (a) Sr^{2-} ; (b) Ti^{2+} ; (c) Se^{2-} ; (d) Ni^{2+} ; (e) Br^- ; (f) Mn^{3+} .
7. Utilice símbolos de Lewis y estructuras de Lewis para representar la formación de $SiCl_4$ a partir de átomos de Si y Cl.
8. Utilice símbolos de Lewis y estructuras de Lewis para representar la formación de NCl_3 a partir de átomos de N y Cl.
9. Dibuje estructuras de Lewis para lo siguiente: (a) SiH_4 ; (b) CO; (c) SF_2 ; (d) H_2SO_4 (H está unido a O); (e) ClO_2^- ; (f) NH_2OH .
10. Dibuje estructuras de Lewis para lo siguiente: (a) H_2CO (ambos átomos de H están unidos a C); (b) H_2O_2 ; (c) C_2F_6 (contiene un enlace C – C); (d) AsO_3^{3-} ; (e) H_2SO_3 (H está unido a O); (f) C_2H_2 .
11. Escriba estructuras de Lewis que obedezcan la regla del octeto para cada una de estas especies, y asigne cargas formales a cada átomo: (a) NO^+ ; (b) $POCl_3$ (P está unido a tres Cl y al O); (c) ClO_4^- ; (d) $HClO_3$ (H está unido a O).
12. Para cada una de las moléculas o iones de azufre y oxígeno siguientes, escriba una sola estructura de Lewis que obedezca la regla del octeto y calcule las cargas formales de todos los átomos: (a) SO_2 ; (b) SO_3 ; (c) SO_3^{2-} ; (d) SO_4^{2-} .
13. La longitud de los enlaces C – S en el disulfuro de carbono, CS_2 , es más corta que la esperada para los enlaces C – S sencillos. Utilice una estructura de Lewis para explicar esta observación.
14. Cuál enlace es más polar: (a) B – Cl o C – Cl; (b) P – F o P – Cl? Indique en cada caso cuál átomo tiene la carga parcial negativa.
15. ¿Cuál de los enlaces siguientes es el más polar: S – Cl, S – Br, Se – Cl o Se – Br.
16. ¿Cuáles de los enlaces siguientes son polares: (a) P – O; (b) S – F; (c) Br – Br; (d) O – Cl? ¿Cuál es el átomo más electronegativo en cada enlace polar?
17. Acomode los enlaces de cada uno de los conjuntos siguientes en orden de polaridad creciente: (a) C – F, O – F, Be – F; (b) N – Br, P – Br, O – Br; (c) C – S, B – F, N – O.

18. La distancia entre los centros de los átomos de H y Cl en la molécula de HCl (llamada longitud de enlace) es de 1.27 Å. Calcule el momento dipolar, en D, que se produciría si las cargas en los átomos de H y Cl fueran 1+ y 1-, respectivamente.
19. El momento dipolar del monofluoruro de cloro, ClF (g) es de 0.88 D. La longitud del enlace de la molécula es de 1.63 Å. ¿En qué átomo esperaríamos observar carga negativa?
20. ¿Cuántos electrones de valencia deberán aparecer en la estructura de Lewis para el CH₂Cl₂? Dibuje la estructura de Lewis.
21. Dibuje la estructura de Lewis del HCN.
22. Dibuje la estructura de Lewis para (a) el ion NO⁺; (b) C₂H₄.
23. Dibuje la estructura de Lewis de (a) el ion ClO₂⁻; (b) el ion PO₄³⁻; (c) el ion BrO₃⁻.
24. El ion cianato (NCO⁻), al igual que el ion tiocianato, tiene tres posibles estructuras de Lewis. (a) Dibuje esas tres estructuras y asigne cargas formales a los átomos de cada una. (b) ¿Cuál estructura de Lewis es la más probable?
25. Dibuje dos estructuras de resonancia equivalentes para el ion formato, HCO₂⁻.
26. Dibuje la estructura de Lewis para el ICl₄⁻ y XeF₂.