

- Sabiendo que el ion de carga +3 de un átomo contiene 26 protones y 30 neutrones, indica sus números másico y atómico, así como la cantidad de electrones que presenta.
- Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones:
a) Ar ($Z = 18, A = 40$) b) Sb ($Z = 51, A = 122$) c) Br⁻ ($Z = 35, A = 80$) d) Fe³⁺ ($Z = 26, A = 56$)
- Un anión monovalente de un átomo contiene 17 protones y 18 neutrones. Indica sus números atómico y másico, así como la cantidad de electrones que contiene.
- Un isótopo del átomo de boro tiene una masa de $1,83 \cdot 10^{-23}$ g. Calcula su masa en u. Sol: 11,02 u
- El átomo de potasio tiene una masa de 39,10 u. Calcula cuántos átomos de potasio hay en una muestra que contiene 5,00 g de este elemento. Sol: $7,7 \cdot 10^{22}$ átomos
- Indica razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las afirmaciones:
 - Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico
 - El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno tiene la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
 - Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen
 - La mayoría de las masas atómicas de los elementos son números decimales
 - Si la masa atómica del N es 14 u. la masa del ion nitruro N³⁻ es 11 u
- Completa la siguiente tabla

| Símbolo | nombre | Z | A | protones | electrones | neutrones | Tipo de ion |
|------------------------------|--------|---|----|----------|------------|-----------|-------------|
| ${}^4_2\text{He}^{2+}$ | | | | | | | |
| ${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$ | | | | | | | |
| ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ | | | | | | | |
| | óxido | 8 | 16 | | 10 | | |
| K | | | | 19 | 19 | 20 | |

- Considera un átomo neutro cuya configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$. ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuál es su configuración electrónica más estable? ¿Absorbe o desprende energía cuando pasa a tener dicha configuración? Razónalo.
- Indica la configuración electrónica y el número atómico de los siguientes elementos: a) el primer anfígeno; b) el segundo gas noble; c) el tercer alcalino.
- Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48, escribe la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos. Explica si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los anteriores. ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?
- Dado el elemento cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$:
 - Justifica el periodo y grupo del sistema periódico a los que pertenece.
 - ¿Cuál será la configuración de su ion más estable?
- Dadas las siguientes configuraciones para los átomos neutros A, B y C, respectivamente: $1s^2 2s^1$, $1s^2 2s^2 2p^1$, $1s^2 2s^2 2p^5$, indica la fórmula de los posibles compuestos que se forman al unir A con C y B con C.
- Dados los elementos siguientes: A ($Z = 17$), B ($Z = 11$) y C ($Z = 12$) razona qué afirmaciones son correctas:
 - A actuará en compuestos covalentes con valencia 1.
 - B formará compuestos iónicos.
 - C formará compuestos covalentes con valencia 2.
- Indica, justificando brevemente la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen distinto número de electrones.
 - El ion ${}^{39}\text{K}^+$ tiene el mismo número de protones que el átomo ${}^{40}\text{Ar}$.
 - El neón y el O²⁻ tienen el mismo número de protones.
- El vanadio, ($Z=23$), se encuentra en la naturaleza formando dos isótopos con masas iguales a 50,0 y 51,0 u. Determina:
 - el número de neutrones y de protones que tiene cada uno de los isótopos.
 - la abundancia relativa de ambos isótopos si la masa atómica que aparece en la tabla periódica para el vanadio es 50,94 u

16. El plomo presenta cuatro isótopos: Pb-204, Pb-207, Pb-208 y Pb-209. La abundancia de los tres primeros es 2, 28, 2 y 57, 8 %. Calcula la masa atómica del plomo.

17. El boro, de masa atómica 10, 811 u, está formado por dos isótopos, ^{10}B y ^{11}B , cuyas respectivas masas isotópicas son 10, 0129 u y 11, 0093 u. Calcula la abundancia natural de estos isótopos.

18. El cloro se encuentra en la naturaleza como mezcla de dos isótopos, Cl-35 y Cl-37, con abundancias relativas del 75, 77 % y 24, 23 % respectivamente. Calcula la masa atómica promedio del átomo de cloro. Datos: masas atómicas de los dos isótopos 34, 97 u y 36, 97 u.

19. La masa atómica de la plata que encontramos en las tablas es de 107, 87 u. Determina la abundancia relativa de los dos isótopos que tiene, sabiendo que sus masas atómicas son 106, 91 u y 108, 90 u.

20. Para cada uno de los siguientes apartados, indica el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de masa atómica más bajo que tenga:

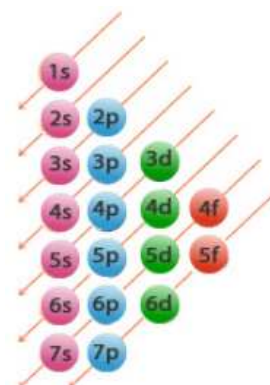
- Un electrón d
- Dos electrones p .
- Diez electrones d
- Un orbital s completo.

Llenado de los orbitales teniendo en cuenta el espín de los electrones

| Subcapa | s | p | d | f |
|------------------------------|---|---|---|---|
| Número de orbitales | 1 | 3 | 5 | 7 |
| Colocación de los electrones | | | | |

21. De las siguientes configuraciones electrónicas, di cuáles corresponden a estados fundamentales o excitados y a qué elementos químicos (átomos neutros):

- $1s^2 1p^6 2p^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.



22. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifica el grupo de la tabla periódica al que pertenecen. Indica el símbolo, el número atómico y el periodo del primer elemento de dicho grupo.

- $ns^2 np^4$
- $ns^2 np^1$
- ns^2
- $ns^2 np^5$

23. Dado el elemento A ($Z = 17$) justifica cuáles de los siguientes elementos, B ($Z = 19$), C ($Z = 35$) y D ($Z = 11$):

- Se encuentran en su mismo periodo.
- Se encuentran en su mismo grupo.

24. Si se trabaja con luz láser de 500 nm, ¿cuál es la energía y la frecuencia de cada fotón emitido?

Sol: $39,7 \cdot 10^{-20} \text{ J}$

25. Un elemento emite una energía de 15 eV tras excitarlo convenientemente. ¿Cuál es la frecuencia y la zona del espectro a que corresponde dicha radiación?

Sol: $3,6 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$; ultravioleta

26. Un electrón excitado de un átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental emitiendo radiación electromagnética cuya longitud de onda es de 3 000 Å. Calcula la diferencia energética existente entre los dos niveles electrónicos. Sol: $6,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

27. Calcula la frecuencia y la longitud de onda de un fotón de luz azul de $4,40 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Sol: $6,7 \cdot 10^{15} \text{ J}$; $4,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

28. El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendida entre 450 y 700 nm.

- Calcula la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia.
- Razona si es o no posible conseguir la ionización del átomo de magnesio con dicha radiación (primera energía de ionización del magnesio = 7,65 eV).

Sol: a) $6,7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$; $4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,76 \text{ eV}$, no es posible

29. Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación de al menos 4,20 eV. Determina la frecuencia de la radiación utilizada. Si se dispone de luz naranja de 600 nm, ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz?

Datos: carga del electrón $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$.

Sol: a) $1,02 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ b) $0,5 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$, no se conseguiría