

## Sección 2. Exercicios autoavaliables

### 1. Número atómico (Z), número másico (A) e isótopos ${}_Z^AX$

- **Exemplo 1:** Se nos indican que un isótopo do carbono (C) ten de número másico  $A=12$  e número atómico  $Z = 6$ . ¿Cales e de cantas partículas elementais se compón dito isótopo?
- **Exemplo 2:** ¿Que nos indica  ${}_{11}^{23}\text{Na}$ ?
- **Exemplo 3:** ¿Calcula a masa do Bromo (Br) sabendo que está constituido por dous isótopos  ${}^{79}\text{Br}$  e  ${}^{81}\text{Br}$  cuxa porcentaxe é, respectivamente, 49 e 51.

### 2. Números cuánticos e configuracións electrónicas

- **Exemplo 1:** ¿Cales son os catro números cuánticos empregados para establecer as configuracións electrónicas dos átomos dos elementos da táboa periódica?.
- **Exemplo 2:** ¿Qué significado teñen estes números cuánticos?.
- **Exemplo 3:** A un electrón correspóndenlle os seguintes números cuánticos  $m$  e  $s$ :  $m = +2$ ;  $s = +1/2$ . ¿Que valor ou valores poden tomar os números cuánticos  $n$  e  $l$ ?
- **Exemplo 4:** a) Indica as configuracións electrónicas dos seguintes elementos:  $Z=11$  ;  $Z=17$ . b) ¿Qué tipo de ións será máis doado que formen cada un dos elementos?

### 3. Tabla periódica e propiedades.

- **Exemplo 1:** Un elemento químico que ten de número atómico 18, ¿a que grupo e período da táboa periódica pertence?
- **Exemplo 2:** Razoa por que o radio atómico do potasio ( $Z=19$ ) e maior co do sodio ( $Z=11$ ),
- **Exemplo 3:** Razoa a que especie (  $\text{Na}$  ou  $\text{Na}^+$ ) será máis doado arrancarlle un electrón, e dicir, terá una enerxía de ionización (PI) máis baixa.
- **Exemplo 4:** ¿Cal é o elemento máis electronegativo da táboa periódica? ¿Como a través da súa posición podemos saber a variación desta propiedade?

## Sección 2. Exercicios autoavaliables (Coa solución)

### 1. Número atómico (Z), número másico (A) e isótopos ${}_Z^AX$

**Exemplo 1:** Se nos indican que un isótopo do carbono (C) ten de número másico  $A=12$  e número atómico  $Z = 6$ . ¿Cales e de cantas partículas elementais se compón dito isótopo?

*Se nos indican que un isótopo do carbono (C) ten de número másico  $A=12$  e número atómico  $Z = 6$ , quere decir que dito isótopo ten 6 protóns e 6 electróns. Se a isto lle engadimos que a diferenza entre o número másico (12) é o número de protóns (6) da como resultado o número de neutróns, neste caso 6, xa temos todo aclarado.*

**Exemplo 2:** ¿Que nos indica  ${}_{11}^{23}\text{Na}$ ?

*A notación para indicar o isótopo dun elemento xa xabemos que é:  ${}_Z^AX$   
Onde X é o isótopo dun elemento dado, Z o número atómico e A o número másico.*

*Sabemos que dito isótopo de sodio ten 11 protóns e 11 electróns, así como 12 neutróns que corresponde a diferenza  $A - Z$ , e decir,  $23 - 11 = 12$ .*

**Exemplo 3:** Calcula a masa do Bromo (Br) sabendo que está constituído por dous isótopos  ${}^{79}\text{Br}$  e  ${}^{81}\text{Br}$  cuxa porcentaxe é, respectivamente, 49 e 51.

*Para calcular a masa debemos facer a media ponderada dos isótopos que constitúen dito elemento. Polo tanto, a masa de dito elemento é:*

$$79 \cdot 0.49 + 81 \cdot 0.51 = 80.02$$

**Nota:** 0.49 é a fracción (49/100) e 0.51 a fracción (51/100), e dicir, as porcentaxes.

### 2. Números cuánticos e configuracións electrónicas

**Exemplo 1:** ¿Cales son os catro números cuánticos empregados para establecer as configuracións electrónicas dos átomos dos elementos da táboa periódica?

*Segundo a mecánica cuántica, teoría que xurdiu despois da do modelo de Bohr, estes catro números son:  $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ .*

**Exemplo 2:** ¿Qué significado teñen estes números cuánticos?.

**O número  $n$  (nº cuántico principal):** Indícanos o nivel de enerxía e pode tomar valores enteiros dende 1 ata infinito. E dicir, que  $n$  é igual a 1, 2, 3, 4, 5,... En cada nivel podemos ter  $2n^2$  electróns. Nivel  $n=1$ , 2 electróns; nivel 3,  $2 \cdot 3^2 = 18$  electróns.

**O número  $l$  (nº cuántico secundario):** Indícanos o subnivel de enerxía e pode tomar valores enteiros dende 0 ata  $n-1$ . E dicir, que si  $n$  é igual a 2,  $l$  pode tomar os valores 0 e 1. Segundo o valor de  $l$ , dispomos dunha letra para indicar o tipo de

subnivel enerxético. Así para  $l=0$  temos un **subnivel s** ou o que tamén se chama **orbital tipo s**. Estes orbitais teñen determinadas formas espaciais, en concreto os **s** son esféricos. Ademais **cada orbital** só pode estar habitado por **dous electróns** como máximo.

Si  $l=1$ , temos **orbitais tipo p** e como temos **tres** poderán albergar a 6 electróns como máximo. Estes orbitais teñen forma de oito.

Si  $l=2$ , temos **orbitais tipo d** e como temos **cinco** poderán albergar a 10 electróns como máximo. Estes orbitais teñen formas máis complexas.

Si  $l=3$ , temos **orbitais tipo f** e como temos **sete** poderán albergar a 14 electróns como máximo. Estes orbitais teñen formas máis complexas.

**O número m (nº cuántico magnético):** Indicanos como se orienta o orbital no espacio é pode tomar valores enteiros dende  $-l, \dots, 0, \dots, +l$ . É dicir, que si  $l$  vale 2,  $m$  pode tomar os valores de  $-2, -1, 0, +1, +2$  polo tanto, temos tantos orbitais dun tipo como orientacións posibles.

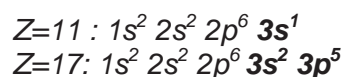
**O número s (nº cuántico de espin):** Danos idea do xiro do electrón en torno o seu eixo. Se xira para un lado o valor de  $s = +1/2$  e se xira para o outro lado  $s = -1/2$ .

**Exemplo 3:** A un electrón correspóndenlle os seguintes números cuánticos  $m$  e  $s$ :  $m = +2$ ;  $s = +1/2$ . ¿Que valor ou valores poden tomar os números cuánticos  $n$  e  $l$ ?

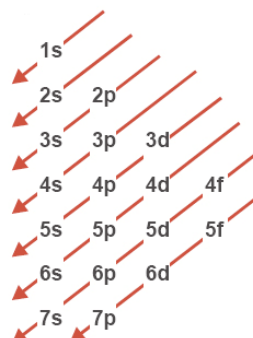
Segundo o que sabemos dos números cuánticos, se  $m = +2$  é porque  **$l$  é como mínimo igual a 2**, pois ao tomar  $l$  dito valor,  $m$  tomaría os de  $-2, -1, 0, +1, +2$ . Ademais ao tomar  $l$  o valor de 2,  **$n$  como mínimo debería ser 3**, xa que se  $n=3 \rightarrow l = 0, 1, 2$ .

**Exemplo 4:** a) Indica as configuracións electrónicas dos seguintes elementos:  $Z=11$ ;  $Z=17$ . b) ¿Qué tipo de ións será máis doado que formen cada un dos elementos?

a) Cando nos indican o número atómico sabemos o número de electróns, polo tanto, o átomo do elemento cuio  $Z = 11$  terá 11 electróns, e o de  $Z = 17$  terá 17 electróns. Como a configuración electrónica constitúe a distribución dos electróns nos distintos orbitais según a súa enerxía, temos:



Orden de enchido según a enerxía  
crecente dos orbitais

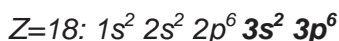


b) Sabemos que todos os elementos tenden a dispor de oito electróns na última capa, e dicir, a completar o seu octeto, polo tanto o elemento de número atómico 11 seralle máis doado completar o seu octeto perdendo un electrón que gañando sete e o de número atómico 17 completará mellor gañando un electrón. Así, podemos concluir que o elemento de  $Z=11$  formará ións positivos e o  $Z=17$  formará ións negativos.

### 3. Tabla periódica e propiedades.

**Exemplo 1:** Un elemento químico que ten de número atómico 18, ¿a que grupo e período da tabóia periódica pertence?

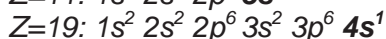
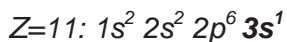
*Debemos facer primeiro a súa configuración electrónica para saber o número de electróns do último nivel,*



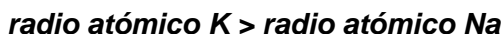
*Polo tanto, podemos concluir que terá 8 electróns no último nivel ( $3s^2 3p^6$ ). Será un gas nobre (grupo VIII A) e período 3.*

**Exemplo 2:** Razoa por que o radio atómico do potasio ( $Z=19$ ) e maior co do sodio ( $Z=11$ ),

*Se pensamos nos átomos como esferas, e tendo en conta a diferenza de configuración electrónica do elemento de  $Z=11$  e  $Z=19$*



*Podemos concluir que, dado que o electrón máis externo do potasio ( $Z=19$ ) encóntrase nun nivel superior que o do sodio ( $Z=11$ ), e polo tanto, máis alonxado do núcleo, terá un radio atómico maior. E dicir:*



**Exemplo 3:** Razoa a que especie (Na ou  $\text{Na}^+$ ) seralle máis doado arrancarlle un electrón, e dicir, terá una enerxía de ionización (PI) máis baixa.

*Sabemos que a unha especie seralle máis doado extraerlle un electrón canto máis alonxado estea este do núcleo de carga positiva.*

*No caso do sodio (segundo a táboa periódica  $Z=11$ ) o electrón máis externo encóntrase no nivel 3, mentras cos electróns do ión sodio, que ten no último nivel (2) 8 electróns xa que perdeu o do  $3s^1$ , encóntranse nun nivel máis preto do núcleo e polo tanto sinten unha atracción electrostática máis forte. En consecuencia, seralle máis doado arrancarle o electrón ao sodio que ao ión sodio. É dicir:*



**Exemplo 4:** ¿Cal é o elemento máis electronegativo da táboa periódica? ¿Como a través da súa posición podemos saber a variación desta propiedade?

*O elemento máis electronegativo da táboa periódica, segundo a escala de Pauli, é o flúor, polo tanto, como sabemos que se encontra siutado arriba e a dereita da táboa, concluímos que segundo avanzamos nun período aumenta e se subimos nun grupo tamén aumenta.*

*Cadro de variación das distintas propiedades periódicas*

