

NÚMEROS CUÁNTICOS

b) Razoa se pode haber nun mesmo átomo electróns cos seguintes números cuánticos: $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$; $(2, 1, 0, -\frac{1}{2})$; $(2, 1, -1, -\frac{1}{2})$ e $(2, 1, 0, \frac{1}{2})$

(P.A.U. Set. 16)

Rta.: b) Si. Polo principio de exclusión de Pauli.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. Considerando o elemento alcalinotérreo do terceiro período e o segundo elemento do grupo dos halóxenos. Escribe as súas configuracións electrónicas e os catro números cuánticos posibles para o último electrón de cada elemento.

(P.A.U. Xuño 11)

Solución:

No sistema periódico vemos que o elemento alcalinotérreo do terceiro período é o magnesio e o segundo elemento do grupo dos halóxenos é o cloro.

Mg: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2$ $(3, 0, 0, +\frac{1}{2})$ ou $(3, 0, 0, -\frac{1}{2})$

Cl: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^5$ $(3, 1, 0, +\frac{1}{2})$ ou $(3, 1, 1, +\frac{1}{2})$ ou $(3, 1, -1, +\frac{1}{2})$ ou $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$ ou $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$ ou $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$

2. Razoa se son verdadeiras ou falsas as afirmacións para as dúas configuracións que se indican a continuación correspondentes a átomos neutros:

A) $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^1$; B) $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (5s)^1$

a) As dúas configuracións corresponden a átomos diferentes.

b) Necesítase menos enerxía para arrincar un electrón da B que da A.

(P.A.U. Xuño 10)

Solución:

As dúas configuracións corresponden a átomos do mesmo elemento posto que representan a átomos neutros co mesmo número de electróns (11)

A diferenza entre elas é que a primeira (A) corresponde ao estado fundamental, xa que cumpre os principios Aufbau (mínima enerxía, e exclusión de Pauli), mentres que a segunda (B) representa un estado excitado no que o último electrón atópase no 5º nivel de enerxía en vez do 3º que é o que lle corresponde.

A enerxía para arrincar un electrón dun átomo é igual á diferenza entre a enerxía do electrón no infinito menos a que posúe correspondente ao nivel de enerxía no que se atopa.

$$\Delta E = E_{\infty} - E_i$$

Como a enerxía do 5º nivel é maior que a do 3º nivel

$$E_5 > E_3$$

a enerxía necesaria para arrincar ao electrón é menor.

$$\Delta E_5 = E_{\infty} - E_5 < E_{\infty} - E_3 = \Delta E_3$$

3. Considera a configuración electrónica: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (3d)^8 (4s)^2$

a) A que elemento corresponde?

b) Cal é a súa situación no sistema periódico?

c) Indica os valores dos números cuánticos do último electrón.

d) Nomea dous elementos cuxas propiedades sexan semellantes ás de este elemento.

Razoa as respostas.

(P.A.U. Xuño 04)

Rta.: a) Ni; b) Grupo: 10, Período: 4. Metal transición;

c) $(4s)^2$: $(4, 0, 0, \pm\frac{1}{2})$ ou $(3d)^8$: $(3, 2, m, \pm\frac{1}{2})$; $m \in \{0, \pm 1, \pm 2\}$; d) Pd e Pt

4. Os elementos químicos A e B teñen número atómico 20 e 35, respectivamente. Indica razoadamente:
- a) Os ións máis estables que formarán cada un deles.

(P.A.U. Xuño 09)

Solución:

a) As configuracións electrónicas dos elementos neutros son:

A ($Z = 20$): $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^2$

B ($Z = 35$): $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^2 (3d)^{10} (4p)^5$

O elemento A perderá os 2 electróns do cuarto nivel de enerxía para alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión A^{2+} .

O elemento B gañará 1 electrón para completar o cuarto nivel de enerxía e alcanzar a configuración do gas nobre máis próximo. Formará o ión B^- .

PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. a) Dados os seguintes elementos: B, O, C e F, ordénaos en orde crecente segundo o primeiro potencial de ionización. Razoa a resposta.
- b) Agrupa as especies que son isoelectrónicas: O^{2-} , C, F^- , Na^+ , Ge^{2+} , B^- , Zn. Razoa a resposta.

(P.A.U. Xuño 14)

Solución:

a) A enerxía de ionización é a enerxía necesaria para arrincar o electrón máis externo a cada átomo dun mol de átomos dun elemento en fase gasosa e en estado fundamental.

Corresponde á entalpía do proceso: $A(g) \rightarrow A^+(g) + e^-$ $\Delta H = I$ (= Enerxía de ionización)

É unha propiedade periódica. Aumenta a medida que se avanza no período ata facerse máxima para os gases nobres, debido ao aumento da carga nuclear efectiva e a diminución do radio atómico.

$$I(B) < I(C) < I(O) < I(F)$$

b) As especies isoelectrónicas son as que teñen o mesmo número de electróns. Para un átomo neutro, o número de electróns é igual ao número de protóns que se indica no número atómico. Os ións positivos perderon tantos electróns como indica a súa carga e os negativos gañaron electróns.

Os números atómicos e número de electróns de cada especie móstrase na seguinte táboa:

Especie	O^{2-}	C	F^-	Na^+	Ge^{2+}	B^-	Zn
Número atómico	8	6	9	11	32	5	30
Número de electróns	10	6	10	10	30	6	30

Por tanto son isoelectrónicos:

Os ións óxido (O^{2-}), fluoruro (F^-) e sodio (Na^+) con 10 electróns.

O carbono (C) e o ión boruro(1^-) (B^-), con 6 electróns.

O cinc (Zn) e o ión xermanio(II) (Ge^{2+}) con 30 electróns.

2. Indica razoadamente:

- a) Para o par de átomos: sodio e magnesio, cal posúe maior potencial de ionización.
- b) Para o par de átomos: iodo e cloro, cal posúe maior afinidade electrónica.

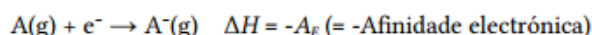
(P.A.U. Set. 10)

Solución:

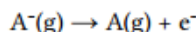
a) A primeira enerxía de ionización é a enerxía mínima necesaria para arrincar un mol de electróns a un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental para dar ións monopositivos gasosos. Será máis fácil arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquira a configuración electrónica dun gas nobre. Por iso o sodio é o que posúe a menor primeira enerxía de ionización e menor potencial de ionización.



b) A afinidade electrónica é a enerxía que se desprende cando un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental captan un mol de electróns para dar ións mononegativos gasosos. É tanto maior canto máis próxima á estrutura electrónica de gas nobre sexa a estrutura electrónica do átomo. Nese sentido ambos os átomos están no mesmo grupo. A diferenza haberá que explicala en función do seu radio atómico (ou iónico). O proceso relacionado coa afinidade electrónica é:



E se pensamos no proceso contrario,



pódese ver que é moito máis fácil arrincarlle un electrón a un ión canto maior sexa o seu radio, posto que o electrón atópase máis afastado do núcleo positivo. Poderíase dicir que o ión ioduro ten maior tendencia a perder o seu electrón que o ión cloruro. Volvendo ao proceso de captura dun electrón, o cloro é máis electronegativo porque ten maior tendencia a aceptar un electrón.

3. Os elementos A, B, C e D teñen números atómicos 10, 15, 17 e 20, respectivamente. Indica:

- a) Cal ten maior potencial de ionización e cal maior radio atómico?
- b) A configuración electrónica de A, B, C⁻ e D²⁺.

Razoa as respostas.

(P.A.U. Set. 12)

Solución:

a) A enerxía de ionización é a enerxía necesaria para arrincar o electrón máis externo a cada átomo dun mol de átomos dun elemento en fase gasosa e en estado fundamental.

Corresponde á entalpía do proceso: $\text{A(g)} \rightarrow \text{A}^{\text{+}}(\text{g}) + \text{e}^{-} \quad \Delta H = I (= \text{Enerxía de ionización})$

É unha propiedade periódica. Aumenta a medida que se avanza no período ata facerse máxima para os gases nobres, debido ao aumento da carga nuclear efectiva e a diminución do radio atómico.

Para átomos do mesmo grupo, diminúe ao aumentar o radio atómico. O radio atómico aumenta co número de niveis de enerxía.

Como regra sinxela, dise que a enerxía de ionización aumenta na táboa periódica cara arriba e cara á dereita. Como os elementos son Ne, P, Cl e Ca, o que se atopa máis arriba e á dereita é o neon.

Resposta: A

O radio atómico dun elemento defínese como a metade da distancia internuclear na molécula diatómica (se forma moléculas diatómicas) ou da distancia entre dous átomos na estrutura cristalina.

As predicións da variación de radio atómico ao longo dun período baséanse no efecto da forza de atracción que exerce a carga nuclear sobre os electróns externos facendo que se aproximen ao núcleo e dean un tamaño menor.

Como regra sinxela, dise que o radio atómico aumenta na táboa periódica cara abaixo e cara á esquerda.

Como os elementos son Ne, P, Cl e Ca, o que se atopa máis abaixo e á esquerda é o calcio.

Resposta: D

- b) A : Z = 10. Neutro $\Rightarrow$ 10 electróns. A: $(1\text{s})^2 (2\text{s})^2 (2\text{p})^6$
- B : Z = 15. Neutro $\Rightarrow$ 15 electróns: B: $(1\text{s})^2 (2\text{s})^2 (2\text{p})^6 (3\text{s})^2 (3\text{p})^3$
- C⁻ : Z = 17. Ión negativo $\Rightarrow$ 18 electróns: C⁻: $(1\text{s})^2 (2\text{s})^2 (2\text{p})^6 (3\text{s})^2 (3\text{p})^6$
- D²⁺ : Z = 20. Ión positivo $\Rightarrow$ 18 electróns: D²⁺: $(1\text{s})^2 (2\text{s})^2 (2\text{p})^6 (3\text{s})^2 (3\text{p})^6$

As configuracións electrónicas dos estados fundamentais constrúense baseándose nos principios de mínima enerxía, de exclusión de Pauli e a regra de máxima multiplicidade de Hund.

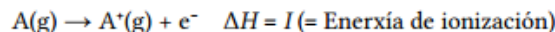
4. b) Para os seguintes átomos: cloro, sodio e neon, escribe a configuración electrónica e razoallos de que será máis fácil arrincarlle un electrón.

(P.A.U. Set. 14)

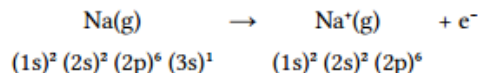
Solución:

- b) $^{17}\text{Cl} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^5$
 $^{11}\text{Na} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^1$
 $^{10}\text{Ne} : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6$

A primeira enerxía de ionización é a enerxía mínima necesaria para arrincar un mol de electróns a un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental para dar ións monopositivos gasosos.



Será máis fácil arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquira a configuración electrónica dun gas nobre. Por iso o sodio é o que posúe a menor primeira enerxía de ionización e menor potencial de ionización.



Nos demais casos non ocorre isto. Ademais, no caso do neon a enerxía de ionización é moi alta porque se destrúe a configuración electrónica de gas nobre.

5. Indica se a seguinte proposta é verdadeira ou falsa e xustifícala a túa resposta:

- a) Os halóxenos teñen as primeiras enerxías de ionización e afinidades electrónicas altas.

(P.A.U. Xuño 16)

Solución:

- a) Verdadeira

A primeira enerxía de ionización é a enerxía mínima necesaria para arrincar un mol de electróns a un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental para dar ións monopositivos gasosos.

Os gases nobres teñen configuracións electrónicas estables e as maiores enerxías de ionización.

Será máis fácil arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquira a configuración electrónica dun gas nobre e máis difícil canto máis se diferencie dela. Por iso os halóxenos teñen primeiras enerxías de ionización altas.

A afinidade electrónica é a enerxía que se desprende cando un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental captan un mol de electróns para dar ións mononegativos gasosos. É tanto maior canto máis próxima á estrutura electrónica de gas nobre sexa a estrutura electrónica do átomo. Como os halóxenos son os elementos máis próximos aos gases nobres, terán afinidades electrónicas altas.

6. Indica razoadamente se as seguintes afirmacións son correctas:

- a) O radio atómico dos elementos dun grupo diminúe ao aumentar o número atómico.
b) O elemento máis electronegativo é o flúor.

(P.A.U. Xuño 16)

Solución:

- a) Falsa

O radio atómico dun elemento defínese como a metade da distancia internuclear na molécula diatómica (se forma moléculas diatómicas) ou da distancia entre dous átomos na estrutura cristalina.

O radio atómico aumenta nun grupo ao aumentar o número atómico (cara abaixo). Cada elemento ten un nivel de enerxía máis que o elemento situado encima del cos electróns cada vez máis afastados do núcleo.

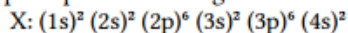
- b) Correcto.

A electronegatividade mide a tendencia dun átomo a tirar cara á si do par de electróns de enlace. Está relacionada coa enerxía de ionización, que mide a dificultade de arrincar un electrón dun átomo, e a afinidade electrónica, que mide a tendencia a coller electróns. Aínda que os gases nobres teñen as maiores enerxías de ionización, non teñen tendencia a coller electróns. Os halóxenos son os elementos con maior tendencia a coller electróns. O flúor, debido ao seu pequeno tamaño, ten a maior tendencia a coller electróns e ten unha enerxía de ionización máis alta que a do resto dos halóxenos. É o elemento máis electronegativo.

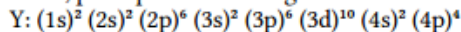
7. b) A partir das seguintes configuracións electrónicas escriba as configuracións electrónicas dos átomos neutros dos que proceden estes ións e razoe que elemento presentará o valor máis baixo da primeira enerxía de ionización:
- $X^{2+}: (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$ $Y^{2-}: (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (3d)^{10} (4s)^2 (4p)^6$
- (P.A.U. Set. 16)

Solución:

X ten 2 electróns máis que o ión X^{2+} , polo que a súa configuración electrónica será:



Y ten 2 electróns menos que o ión Y^{2-} , polo que a súa configuración electrónica será:



A primeira enerxía de ionización é a enerxía mínima necesaria para arrincar un mol de electróns a un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental para dar ións monopositivos gaseosos.

Os dous elementos atópanse no mesmo (4º) período, pero o elemento Y ten maior carga nuclear polo que ten maior enerxía de ionización. Por tanto o elemento X presentará o valor máis baixo da primeira enerxía de ionización.

8. De cada unha das seguintes parellas de elementos: Li e B; Na e Cs; Si e Cl; C e O; Sr e Se; indica razoadamente que elemento (dentro de cada parella) terá:
- Maior radio atómico.
 - Maior potencial de ionización.
 - Maior afinidade electrónica.
 - Maior electronegatividade.
 - Maior carácter metálico.

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: a) e e) Li; Cs; Si; C; Sr. b), c) e d) B; Na; Cl; O; Se.

9. Dados os átomos e ións seguintes: ión cloruro, ión sodio e neon:

- Escrebe a configuración electrónica dos mesmos.
- Xustifica cal deles terá un radio maior.
- Razoa a cal deles será máis fácil arrincarlle un electrón.

(P.A.U. Xuño 05)

Rta.: a) $Cl^-: [Ar] : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$ $Na^+ : [Ne] : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6$

b) Cl^- : máis niveis de enerxía e carga negativa.

c) Cl^- : maior tamaño e queda neutro, mentres os outros son menores e quedan con carga +.

10. Dados os ións Cl^- e K^+ :

- Escrebe as súas configuracións electrónicas e indica os posibles números cuánticos dos seus electróns máis externos.
- Razoa cal deles ten maior radio.

(P.A.U. Set. 05)

Rta.: a) $Cl^- : K^+ : [Ar] : (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$; 3s: (3, 0, 0, $\pm\frac{1}{2}$); 3 p: (3, 1, {0, ± 1 }, $\pm\frac{1}{2}$)

b) Cl^- : maior repulsión entre os electróns (ten máis electróns que protóns)

11. Dadas as seguintes configuracións electrónicas asignadas a átomos en estado fundamental: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^1 (1s)^2 (2s)^2 (2p)^5 (1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6$

- A que elementos corresponden?
- Cal será o máis electronegativo? Razoa as respostas.

(P.A.U. Set. 06)

Rta.: a) Na, F, Ne (átomos neutros: número de electróns = número atómico)

b) F: é o elemento máis electronegativo que existe $\Rightarrow$ maior tendencia a tirar cara á si do par de electróns de enlace.

12. Considera a familia dos elementos alcalinos.

- Cal é a configuración electrónica máis externa común para estes elementos?
- Como varía o radio atómico no grupo e por que? Xustifica as respostas.

(P.A.U. Xuño 15, Xuño 07)

Rta.: a) $(ns)^1$ (n: período) b) Aumenta cara abaixo porque o radio dos orbitais aumenta co número cuántico principal que corresponde ao período.

13. Indica xustificando a resposta, se as seguintes afirmacións son certas ou falsas:

- a) O ión Ba^{2+} ten configuración de gas nobre.
- b) O radio do ión I^- é maior que o do átomo de I.

(P.A.U. Xuño 08)

Rta.: a) Certo. A configuración do Ba é $[\text{Xe}] (6s)^2$ e a do ión Ba^{2+} é a do Xenon.

b) Certo. Contén un electrón máis que fai que a forza de repulsión aumente e a distancia de equilibrio sexa maior que cando era neutro.

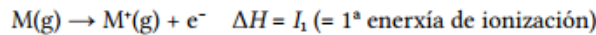
14. Ordena de menor a maior e de maneira razoada os seguintes elementos: sodio, aluminio, silicio, fósforo e cloro, segundo:

- a) O primeiro potencial de ionización.
- b) O radio atómico.

(P.A.U. Xuño 12)

Solución:

a) A primeira enerxía de ionización é a enerxía necesaria para arrincar o electrón máis externo a un mol de elemento en estado gasoso e fundamental



e depende da carga efectiva sobre o electrón e da estabilidade da configuración electrónica.

A carga efectiva calcúlase restándolle á carga nuclear o efecto de apantallamento que producen os electróns máis internos. O apantallamento das capas completas é completo, o dos electróns s é algo menor e o dos electróns p aínda máis pequeno.

A configuración máis estable é a dun gas nobre. Tamén é estable, pero menos, a configuración dun grupo de orbitais do nivel e subnivel (mesmos números cuánticos n e l) totalmente ocupados, que é máis estable que unha distribución de orbitais equivalentes semiocupados.

As configuracións electrónicas dos elementos son:

Na: $[\text{Ne}] (3s)^1$

Al: $[\text{Ne}] (3s)^2 (3p)^1$

Si: $[\text{Ne}] (3s)^2 (3p)^2$

P: $[\text{Ne}] (3s)^2 (3p)^3$

Cl: $[\text{Ne}] (3s)^2 (3p)^5$

A carga efectiva sobre o último electrón do sodio é 1. O último electrón do aluminio estará sometido a unha carga efectiva algo maior, xa que os electróns s non conseguen un apantallamento tan efectivo. Nos demais elementos é aínda maior porque o apantallamento dos electróns p é menor que o dos electróns s e vai aumentando coa carga nuclear.

Por este efecto, a orde é: Na, Al, Si, P, Cl.

Pero como o fósforo ten unha estrutura cos orbitais p semiocupados, é máis estable que a dos seus veciños, polo que a súa enerxía de ionización é maior que a deles.

Así que finalmente, a orde debería ser: Na, Al, Si, Cl, P.

(Con todo, se se consultan os datos, resulta que o Cl ten unha enerxía de ionización bastante maior que a do fósforo, polo que esta predición é incorrecta. A carga efectiva é un factor máis decisivo que a configuración de orbitais semiocupados e a primeira ordenación é a correcta).

b) O radio atómico dun elemento defínese como a metade da distancia internuclear na molécula diatómica (se forma moléculas diatómicas) ou da distancia entre dous átomos na estrutura cristalina.

As predicións da variación de radio atómico ao longo dun período baséanse no efecto da forza de atracción que exerce a carga nuclear sobre os electróns externos facendo que se aproximen ao núcleo e dean un tamaño menor. Como a carga nuclear aumenta co número atómico, o radio menor será o de I cloro. A orde será: Cl, P, Si, Al e Na.

15. Os números atómicos do osíxeno, do flúor e do sodio son 8, 9 e 11, respectivamente. Razoa :

a) Cal dos tres elementos terá un radio atómico maior.

b) Se o radio do ión fluoruro será maior ou menor que o radio atómico do flúor.

(P.A.U. Xuño 13)

Solución:

a) O radio atómico dun elemento defínese como a metade da distancia internuclear na molécula diatómica (se forma moléculas diatómicas) ou da distancia entre dous átomos na estrutura cristalina.

As configuracións electrónicas dos elementos son:

O: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^4$

F: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^5$

Na: $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^1$

O radio atómico aumenta co número de niveis ocupados. Como o sodio ten un nivel máis que os outros, o radio maior será o do Na.

b) O ión fluoruro ten un electrón máis que o átomo de flúor, polo que a repulsión entre os electróns será maior e afastaranse máis do núcleo. O radio do ión fluoruro será maior que o do átomo de flúor.

16. Indica razoadamente se as seguintes afirmacións son correctas.

a) A primeira enerxía de ionización do cesio é maior que a do bario.

b) O potasio ten un radio atómico menor que o bromo.

(P.A.U. Xuño 15)

Solución:

a) Falsa

A primeira enerxía de ionización é a enerxía mínima necesaria para arrincar un mol de electróns a un mol de átomos en fase gasosa e en estado fundamental para dar ións monopositivos gasosos.

Será máis fácil arrincar un electrón a un átomo cando o ión formado adquira a configuración electrónica dun gas nobre. Por iso o cesio é o que posúe a menor primeira enerxía de ionización.

$\text{Cs(g)} \rightarrow$

$\text{Cs}^+(\text{g}) + \text{e}^-$

$(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^2 (3d)^{10} (4p)^6 (5s)^2 (4d)^{10} (5p)^6 (6s)^1$ $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^2 (3d)^{10} (4p)^6 (5s)^2 (4d)^{10} (5p)^6$

$\text{Ba(g)} \rightarrow$

$\text{Ba}^+(\text{g}) + \text{e}^-$

$(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^2 (3d)^{10} (4p)^6 (5s)^2 (4d)^{10} (5p)^6 (6s)^2$ $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^2 (3d)^{10} (4p)^6 (5s)^2 (4d)^{10} (5p)^6 (6s)^1$

b) Falsa

O radio atómico dun elemento defínese como a metade da distancia internuclear na molécula diatómica (se forma moléculas diatómicas) ou da distancia entre dous átomos na estrutura cristalina.

As predicións da variación de radio atómico ao longo dun período baséanse no efecto da forza de atracción que exerce a carga nuclear sobre os electróns externos facendo que se aproximen ao núcleo e dean un tamaño menor. Como a carga nuclear aumenta co número atómico, o radio menor será o del potasio.