

4. L'element potassi es troba a la natura com a catió potassi, que és indispensable per als éssers vius perquè participa en funcions biològiques importants.

a) Expliqueu què és l'energia d'ionització i justifiqueu-ne el signe. Si l'energia d'ionització del potassi és de 418 kJ mol^{-1} , calculeu l'energia mínima que ha de tenir un fotó per a poder ionitzar un àtom de potassi. Calculeu la freqüència associada a aquest fotó. Segons les dades de la taula següent, quines són les zones de l'espectre de la llum en què es podria ionitzar l'àtom de potassi? Raoneu la resposta.

[1,25 punts]

Longitud d'ona de l'espectre electromagnètic de la llum

$\lambda \text{ (m)}$	10^2	10^0	10^{-3}	10^{-6}	10^{-7} - 10^{-8}	10^{-9}	10^{-12}
Zona espectral	ones de ràdio	microones	infraroja	visible	ultraviolada	raigs X	raigs γ

b) El radi de l'àtom de potassi serà més gran o més petit que el radi del catió potassi? La segona energia d'ionització del potassi serà més gran o més petita que la primera energia d'ionització del potassi? Justifiqueu les respostes basant-vos en les configuracions electròniques i el model atòmic de càrregues elèctriques.

[1,25 punts]

DADES: Nombre atòmic del potassi: $Z(\text{K}) = 19$.

Nombre d'Avogadro: $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Velocitat de la llum en el buit: $c = 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$.

Constant de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$.

Solució:

Pregunta 4a

Energia d'ionització

L'energia d'ionització és la quantitat d'energia que cal subministrar a un àtom en estat gasós per arrencar-li un electró:



En condicions normals, un àtom mai desprèn energia de forma espontània, per tant, és una magnitud amb **signe positiu** ($E_{i1} > 0$) perquè es un **procés endotèrmic**.

[0,10 p]

Càlcul de l'energia mínima d'un fotó per ionitzar un àtom de K

Energia de kJ/mol a J/àtom

$$418 \cdot \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ àtoms}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = \mathbf{6,94 \times 10^{-19} \text{ J àtom}^{-1}}$$

[0,20 p]

Càlcul de la freqüència d'un fotó per ionitzar un àtom de K

- A partir de l'equació de Planck relacionarem l'energia de la radiació amb la freqüència:

$$E_{\text{mínima}} = h \nu$$

[0,10 p]

$$\Rightarrow \nu = E_{\text{mínima}} / h \Rightarrow \nu = 6,94 \times 10^{-19} \text{ J àtom}^{-1} / 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$\nu = \mathbf{1,05 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}} \quad (\text{ó } \mathbf{1,05 \times 10^{15} \text{ Hz}})$$

[0,20 p]

- Si no hi posen unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,1 p.

- Longitud d'ona de la radiació anterior:

$$\lambda = c / \nu$$

[0,10 p]

$$\Rightarrow \lambda = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1} / 1,05 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = \mathbf{2,87 \times 10^{-7} \text{ m}}$$

[0,10 p]

- Si no hi posen unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,1 p.
- També poden calcular directament la longitud d'ona a partir de l'expressió:
 $E = h \nu = h c / \lambda \Rightarrow \lambda = h c / E$

(0,5 punts directament).

$$E_{\text{mínima}} = \frac{h \cdot c}{\lambda}; 6,94 \times 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{àtom}^{-1} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{\lambda}; \lambda = \mathbf{2,87 \times 10^{-7} \text{ m}}$$

- Regió espectral de la llum en què es podrà ionitzar l'àtom de potassi:

El potassi es podrà ionitzar amb llum **ultraviolada**, però també amb raig **X** i γ .

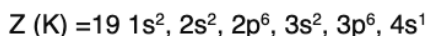
S'ionitzarà amb fotons de $\lambda \leq \mathbf{2,87 \times 10^{-7} \text{ m}}$.

[0,25 p]

Pregunta 4.b)

Comparació radi catió K^+ i K

Configuració electrònica del K



[0,10 p]

Quan l'àtom de potassi (K) perd un electró de la capa més externa ($4s^1$) es forma l'ió potassi (K^+) amb igual nombre de protons (19) però un electró menys (18) i amb 8 electrons a la capa més externa ($3s^2 3p^6$). La càrrega nuclear és la mateixa, però la càrrega nuclear efectiva del catió és més gran a causa de l'electró de menys que té (menys apantallament). L'electró més extern del catió està més proper al nucli, per tant, el radi disminueix.

[0,20 p]

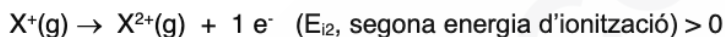
El radi del catió potassi (K^+) és inferior al radi de l'element potassi (K).

⇒ **radi K^+ < radi K**

0,20 p]

Segona energia d'ionització potassi

La **segona energia d'ionització** és la quantitat d'energia que cal subministrar a un catió monoatòmic en estat gasós per arrencar-li un electró:



L'energia d'ionització depèn de la força d'atracció de l'electró més extern amb el nucli. La força d'atracció de l'electró extern (càrrega negativa) amb el nucli (càrrega positiva) depèn de la distància que els separi (radi). Com més petita sigui aquesta distància, més força d'atracció (segons la llei de Coulomb) i més costarà d'arrencar l'electró.

[0,25 p]

El catió K^+ té un excés de càrrega positiva (protons) en relació amb la càrrega negativa (electrons); això fa que el nucli atregui amb més força els electrons i, per tant, el radi del K^+ és més petit que el del K . Per tant, la segona energia d'ionització del K^+ és més gran que la primera energia d'ionització del K , perquè com més petit és el radi més costa arrencar un electró i més energia cal donar-li.

[0,30 p]

⇒ **segona energia d'ionització $E_{i2}(K^+) >$ primera energia d'ionització $E_{i1}(K)$**

[0,20 p]

6. La taula següent proporciona algunes dades sobre l'energia d'ionització dels elements liti i berilli:

	<i>Liti</i>	<i>Berilli</i>
<i>Primera energia d'ionització (eV àtom⁻¹)</i>	5,4	9,3
<i>Segona energia d'ionització (eV àtom⁻¹)</i>	75,2	18,2

- a) Indiqueu, a partir dels càlculs necessaris, si en fer incidir llum visible sobre àtoms de liti gasós en estat fonamental en provocaríem la ionització.

[1,25 punts]

- b) Per què la primera energia d'ionització del berilli és més gran que la del liti? Per què la diferència entre la segona energia d'ionització i la primera és molt més gran en el liti que en el berilli? Justifiqueu les respostes a partir de les configuracions electròniques i el model atòmic de càrregues elèctriques.

[1,25 punts]

DADES: Nombres atòmics: $Z(\text{Li}) = 3$; $Z(\text{Be}) = 4$.

Constant de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$.

Velocitat de la llum en el buit: $c = 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$.

Radiació electromagnètica visible: longitud d'ona entre 400 nm i 750 nm.

$1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$.

$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$.

Solució:

Pregunta 6a

Indicar si en incidir llum visible sobre àtoms de liti gasós en estat fonamental es provoca la seva ionització

Raonament 1

Partim de la λ de la llum visible (mínima i màxima, o només de la mínima), i calculem la seva energia. Comparem aquests valors (o només el valor de l'energia associada a la λ mínima) amb l'energia necessària per ionitzar un àtom de Li.

Equació de Planck: $E = h \nu$

[0,20 punts]

$$\nu = c / \lambda$$

[0,15 punts]

$$\Rightarrow E = h c / \lambda$$

Llum visible (400 – 750 nm):

$$400 \text{ nm} \Rightarrow E = 6,63 \times 10^{-34} \times 3,0 \times 10^8 / [400 \text{ nm} \times (10^{-9} \text{ m} / 1 \text{ nm})] = 4,97 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = 4,97 \times 10^{-19} \text{ J} \times (1 \text{ eV} / 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}) = \underline{\underline{3,11 \text{ eV}}}$$

[0,40 punts]

Opcional

$$750 \text{ nm} \Rightarrow E = 6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,0 \times 10^8 / [750 \text{ nm} \times (10^{-9} \text{ m} / 1 \text{ nm})] = 2,65 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = 2,65 \times 10^{-19} \text{ J} \times (1 \text{ eV} / 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}) = 1,66 \text{ eV}$$

L'energia per ionitzar el liti (primera energia d'ionització) és de 5,04 eV. L'energia màxima de la llum visible és de 3,11 eV (interval 1,66 – 3,11 eV), inferior al valor que necessitem per ionitzar el liti gasós.

Per tant, **la llum visible no podrà ionitzar al Li.**

[0,50 punts]

Raonament 2

Partim de l'energia que necessitem per ionitzar un àtom de Li, i calculem la longitud d'ona de la radiació electromagnètica necessària per a fer-ho.

Equació de Planck: $E = h \nu$

[0,20 punts]

$$\nu = c / \lambda$$

[0,15 punts]

$$E = h c / \lambda$$

Energia que necessitem per ionitzar el liti:

$$1 \text{ àtom Li} \times (5,4 \text{ eV} / \text{àtom Li}) \times (1,6 \times 10^{-19} \text{ J} / 1 \text{ eV}) = 8,64 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Longitud d'ona de la radiació per ionitzar el liti ($\lambda = h c / E$):

$$\lambda_{\text{ionització}} = 6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,0 \times 10^8 / 8,64 \times 10^{-19} = 2,30 \times 10^{-7} \text{ m}$$
$$\lambda_{\text{ionització}} = 2,30 \times 10^{-7} \text{ m} \times (1 \text{ nm} / 10^{-9} \text{ m}) = \mathbf{230 \text{ nm}}$$

[0,40 punts]

La llum visible (400-750 nm) té un rang de longituds d'ona superior a la que necessitem per ionitzar el Li (230 nm). És a dir, tota la radiació de la llum visible té menys energia que la que necessitem per ionitzar el liti gasós.

Per tant, la llum visible no podrà ionitzar al Li(g)

[0,50 punts]

Pregunta 6b

Justificar que la primera energia d'ionització del beril·li és més gran que la del liti

Configuració electrònica:

Li (Z=3): $1s^2, 2s^1$

Be (Z=4): $1s^2, 2s^2$

[0,10 punts]

La primera energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element, en estat gasós, per arrencar un electró.

[0,10 punts]

Opcional: $X(g) \rightarrow X^+(g) + e^-$

La força d'atracció de l'electró extern (càrrega negativa) amb el nucli (càrrega positiva) depèn de la distància que els separi (radi). Com més petita sigui aquesta distància, més força d'atracció (segons la llei de Coulomb) i més costarà d'arrencar l'electró.

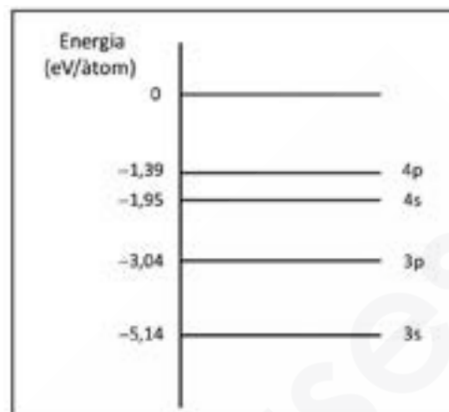
El radi del Be és més petit que el del Li, ja que són elements que tenen l'electró més extern en la mateixa capa $n=2$ (radi similar), però en tenir el Be un protó i un electró més (més càrrega) augmenta la força d'atracció, i això fa que el seu radi sigui una mica inferior. Per tant:

radi (Be) < radi (Li) \Rightarrow E_i (Be) > E_i (Li)

[0,40 punts]

- Si la justificació del radi i/o l'energia d'ionització es fa només en base a la posició dels elements Li i Be a la taula periòdica, es penalitzarà 0,40 p (sobre 0,40 p).

1. El diagrama de la figura adjunta representa l'energia d'alguns orbitals que poden ser ocupats per l'electró més extern de l'àtom de sodi.



a) Definiu el terme *orbital atòmic* segons el model ondulatori de l'àtom, i escriviu la configuració electrònica de l'àtom de sodi en estat fonamental. Expliqueu què és l'energia d'ionització d'un àtom i calculeu-ne el valor per a l'àtom de sodi, expressat en kJ mol^{-1} .

[1,25 punts]

b) En l'espectre d'emissió del sodi s'observa una línia intensa que correspon a la transició electrònica $3p \rightarrow 3s$. De quin color és aquesta radiació?

[1,25 punts]

DADES: Nombre atòmic: $Z(\text{Na}) = 11$.

Nombre d'Avogadro: $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Constant de Planck: $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$.

Velocitat de la llum en el buit: $c = 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$.

$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$.

$1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Espectre electromagnètic visible:

Color de la radiació	violat	blau	verd	groc	taronja	vermell
Longitud d'ona (nm)	380-450	450-495	495-570	570-590	590-620	620-750

Solució:

Pregunta 1a

Definició d'orbital atòmic

[0,3 p]

Un orbital atòmic, segons el model ondulatori de l'àtom, és una funció d'ona que ens descriu una regió de l'espai on hi ha una alta probabilitat de trobar un electró en un determinat estat energètic, fixats els nombres quàntics (n, l i m).

Escriure la configuració electrònica del sodi

[0,2 p]

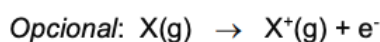
Z (Na) = 11 \Rightarrow el sodi té 11 electrons

Configuració electrònica del sodi: **1s², 2s², 2p⁶, 3s¹**

Definició d'energia d'ionització

[0,3 p]

L'energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element en estat gasós per arrencar un electró.



Calcular l'energia d'ionització

Dades del diagrama:

- L'energia de l'electró més extern, que es troba a l'orbital 3s, té una energia de -5,14 eV/àtom.
- Quan l'electró s'arrenca té una energia de 0.

Energia d'ionització: $E_i = E_{\text{electró arrencat}} - E_{\text{electró, orbital 3s}} = 0 - (-5,14)$

$$\Rightarrow E_i = 5,14 \text{ eV/àtom}$$

[0,2 p]

Ho transformem a kJ/mol:

$$E_i = 5,14 \text{ eV/àtom} \times (1,60 \times 10^{-19} \text{ J} / 1 \text{ eV}) \times (1 \text{ kJ} / 1000 \text{ J}) \times (6,02 \times 10^{23} \text{ àtom} / 1 \text{ mol})$$

$$\Rightarrow E_i = 495,1 \text{ kJ/mol}$$

[0,25 p]

Pregunta 1b

Color de la transició 3p a 3s (espectre d'emissió del sodi)

Calculem l'energia de la transició 3p a 3s.

$$E_{\text{transició 3p a 3s}} = E_{\text{electró, orbital 3s}} - E_{\text{electró, orbital 3p}} = (-5,14) - (-3,04)$$

$$E_{\text{transició 3p a 3s}} = \mathbf{-2,1 \text{ eV/àtom}}$$

[0,3 p]

El valor "negatiu" ens indica que és energia despesa (en forma de radiació electromagnètica).

Ho transformem a J/àtom:

$$2,1 \text{ eV/àtom} \times (1,60 \times 10^{-19} \text{ J} / 1 \text{ eV}) = 3,36 \times 10^{-19} \text{ J/àtom}$$

[0,2 p]

Calculem la longitud d'ona de la radiació electromagnètica emesa.

$$\text{Equació de Planck: } E = h \nu$$

$$\nu = E / h \Rightarrow \nu = 3,36 \times 10^{-19} / 6,63 \times 10^{-34}$$

$$\text{Freqüència: } \nu = \mathbf{5,068 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}} \text{ (ó Hz)}$$

[0,2 p]

$$\text{Relació: longitud d'ona i freqüència: } \lambda = c / \nu$$

$$\text{Longitud d'ona: } \lambda = 3,00 \times 10^8 / 5,068 \times 10^{14}$$

$$\mathbf{\text{Longitud d'ona: } \lambda = 5,92 \times 10^{-7} \text{ m}}$$

[0,2 p]

- *També poden calcular directament la longitud d'ona a partir de l'expressió:*

$$E = h \nu = h c / \lambda \Rightarrow \lambda = h c / E \text{ (0,4 punts directament)}$$

Color de la radiació

Transformem la longitud d'ona a nm:

$$\lambda = 5,92 \times 10^{-7} \text{ m} \times (1 \text{ nm} / 10^{-9} \text{ m}) = \mathbf{592 \text{ nm}}$$

[0,1 p]

Es troba en l'interval 590-620 nm \Rightarrow **color taronja**

[0,25 p]

Justificar que la diferència entre la segona energia d'ionització i la primera energia d'ionització és molt més gran en el liti que en el beril·li

Configuració electrònica:

Li⁺: 1s² (té 2 electrons i 3 protons)

Be⁺: 1s², 2s¹ (té 3 electrons i 4 protons)

[0,10 punts]

Li: 1s², 2s¹ (té 3 electrons i 3 protons)

Be: 1s², 2s² (té 4 electrons i 4 protons)

La segona energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element en estat gasós que ja ha perdut un electró (està en formà d'ió 1+) per arrencar-li un altre electró.

[0,15 punts]

Opcional: $X^+(g) \rightarrow X^{2+}(g) + e^-$

El Li⁺ té l'electró més extern en la capa n=1 mentre el Li la té en la capa n=2 (més externa). El radi del Li⁺ és molt més petit que el del Li, i això farà que la segona energia d'ionització del Li sigui molt més gran que la primera.

$$\text{radi}(\text{Li}^+) \ll \text{radi}(\text{Li}) \Rightarrow E_{i,\text{segona}}(\text{Li}) \gg E_{i,\text{primera}}(\text{Li})$$

$$\Rightarrow [E_{i,\text{segona}}(\text{Li}) - E_{i,\text{primera}}(\text{Li})] \gg 0 \quad \text{Valor molt alt}$$

El Be⁺ té l'electró més extern en la capa n=2 igual que el Be (radi similar). Però la càrrega nuclear efectiva és més gran en el Be⁺ degut a tenir el mateix nombre de protons però un electró menys; això fa que el radi del Be⁺ sigui una mica més petit que el del Be, augmentant una mica l'energia d'ionització.

$$\text{radi}(\text{Be}^+) < \text{radi}(\text{Be}) \Rightarrow E_{i,\text{segona}}(\text{Be}) > E_{i,\text{primera}}(\text{Be})$$

$$\Rightarrow [E_{i,\text{segona}}(\text{Be}) - E_{i,\text{primera}}(\text{Be})] > 0 \quad \text{Valor alt}$$

⇒ la diferència entre la segona energia d'ionització i la primera energia d'ionització és molt més gran en el liti que en el beril·li.

[0,40 punts]