

DEL SODI al wolframi

Informació complementària

Mendeléiev dissenyà la Taula periodica genialment el 1869 amb només els llavors 63 elements coneguts. La taula tenia caselles buides que Mendeléiev hi deixà pensant que corresponien a elements químics que encara no s'havien descobert. Com així fou.

Només sis anys després es descobrí el gal·li Ga, metall líquid del grup químic de l'alumini; poc més tard, es descobriren l'escandi Sc i el germani Ge amb les propietats predites per Mendeléiev. La Taula periòdica fou un pas de gegant en el procés d'interpretar la Natura.

Què obliga a que la majoria dels elements es trobin preferentment en forma de catió o anió i no pas en llur forma neutra? Àtoms en forma neutra els trobem en els gasos nobles, en alguns pocs metalls poc reactius coneguts com nobles i que es poden trobar en la forma nativa, com l'or, el platí, el rodi, l'iridi.

En aquesta unitat estudiarem el perquè la majoria dels elements tendeixen a trobar-se en forma iònica, i quina energia bescanvien en el pas a una o altra forma de la forma fonamental. Generalment els metalls, a vegades també els nobles, es troben en forma de compostos (sals, òxids), i per tant com cations. I per què cations i no pas anions? Tot això ho relacionarem ací amb llur posició a la taula i estructura electrònica.

El wolframi: En temps de Mendeléiev ja es coneixia des de feia uns vuitanta anys un metall d'excel·lents propietats mecàniques i descobert per dos germans enginyers bascos. Els germans Juan José i Fausto de Elhúyar, al laboratori de la Societat Basca de Bergara, aconseguiren aïllar el 1783 per primera vegada el wolframi W mitjançant una reducció amb carbó vegetal.

Parlem del wolframi o tungstè W. Aquest metall manté la seva gran duresa a altes temperatures, cosa que el fa essencial per a eines de tall per perforar, premsar, tallar. S'utilitza en la guerra en projectils perforadors. El wolframi s'ha emprat durant un segle en les bombetes incandescent de llum, ara ja en desús.

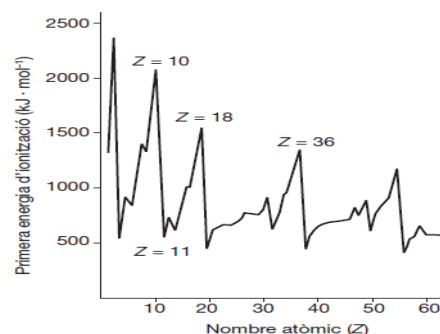
8 Propietats periòdiques dels elements

Activitats

1. Ordena de més gran a més petita la primera energia d'ionització dels elements següents: Na, Cs, F, Li, N i B.

$$F > N > B > Li > Na > Cs$$

2. Amb l'ajut de la gràfica (fig. 8.8), en què es mostra l'energia d'ionització dels seixanta primers elements de la taula periòdica, responeu a les qüestions següents:

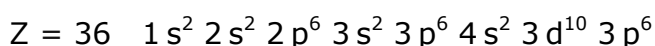
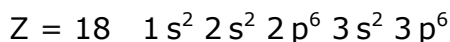
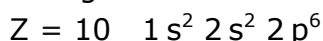


- a) Definiu el concepte d'energia d'ionització d'un element. Justifiqueu, a partir de l'estructura electrònica dels àtoms, per què la primera energia d'ionització és tan alta en els elements situats en els pics de la figura.

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



Els elements situats als pics de la figura tenen aquestes configuracions electròniques:



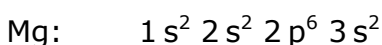
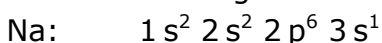
Observem que totes les configuracions acaben amb un orbital p ple, és a dir, 6 electrons (grup dels gasos nobles).

El fet de tenir el darrer orbital complet d'electrons fa que costi molt arrencar-ne un i, per tant, aquests elements tenen valors de la primera energia d'ionització molt alts, comparats amb els altres elements de la taula periòdica.

- b) Compareu l'energia d'ionització del sodi ($Z = 11$) amb la del magnesi ($Z = 12$) i justifiqueu-ne els valors segons les estructures electròniques d'aquests dos elements.

La primera energia d'ionització del magnesi és més alta que la del sodi, com s'observa a la figura; per tant, cal donar més energia al magnesi que al sodi per arrencar-ne un electró.

Si fem les configuracions electròniques dels dos elements:



Observem que els dos elements tenen l'electró més extern (electró que s'arrencarà) en l'orbital 3s.

8 Propietats periòdiques dels elements

Raonament 1

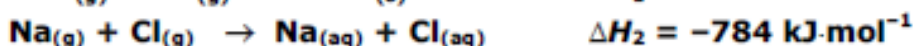
Com que el radi atòmic del magnesi és més petit que el del sodi (els dos tenen els electrons més externs en la capa 3, però el magnesi té un protó i un electró més, i això en fa disminuir el radi), costarà més arrancar un electró de l'orbital 3s en el magnesi que no en el sodi.

Raonament 2

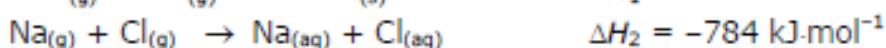
El magnesi té l'orbital 3s ple (complet amb els 2 electrons), mentre que el sodi no el té complet. Això farà que costi més arrancar l'electró al magnesi que al sodi, ja que el magnesi té una configuració electrònica més estable.

3. El clorur de sodi és un compost molt present a les nostres vides, ja que és el component majoritari de la sal de cuina.

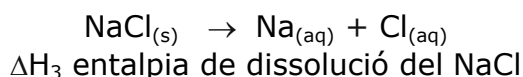
a) Raoneu, a partir de les dades que teniu a continuació, si el procés de dissolució del clorur de sodi en aigua és un procés endotèrmic o exotèrmic. Quins noms reben les variacions d'entalpia ΔH_1 i ΔH_2 ?



Tenim les equacions següents:



Aplicant la llei de Hess, es pot trobar que si invertim la primera equació i li sumem la segona, obtenim l'equació de la reacció de dissolució del $\text{NaCl}_{(s)}$:



Per tant, la variació d'entalpia del procés de dissolució del clorur de sodi serà:

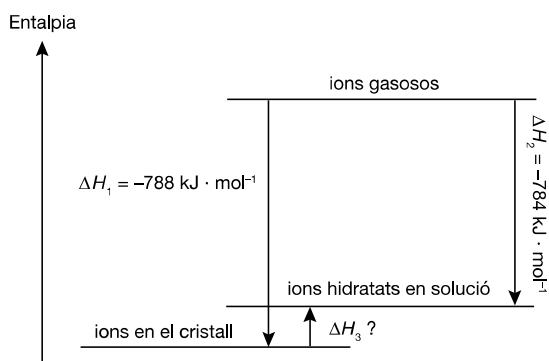
$$\Delta H_3 = (-\Delta H_1) + (\Delta H_2) = -(-788) + (-784)$$

$$\Delta H_3 = 4 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$

El procés de dissolució és un procés endotèrmic, ja que la variació d'entalpia és superior a zero.

ΔH_1 és l'entalpia reticular del clorur de sodi i ΔH_2 és la variació d'entalpia del procés d'hidratació dels ions sodi i clorur.

Una altra manera de visualitzar el càlcul de l'entalpia de dissolució seria amb el diagrama d'entalpies següent:



8 Propietats periòdiques dels elements

b) Expliqueu per què el procés de dissolució del clorur de sodi és espontani.

Perquè el procés de dissolució del clorur de sodi sigui espontani cal que la variació d'energia lliure del procés sigui negativa:

$$\Delta G < 0$$

A pressió i temperatura constants:

$$\Delta G = \Delta H - T \times \Delta S$$

Tot i que la variació d'entalpia del procés de dissolució del NaCl és positiva ($4 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$), tenim una variació d'entropia positiva, ja que en el procés hi ha un augment important del desordre molecular. A temperatura ambient podem suposar que el terme $T \times \Delta S$ és superior al terme ΔH i, per tant, la variació d'energia és negativa (procés espontani).

4. Respon a les qüestions següents:

a) L'energia emmagatzemada en un compost iònic és major, menor o igual a la que tenen els seus ions en estat gasós?

L'energia d'un compost iònic és sempre menor que la que tenen els seus ions en estat gasós a distància infinita. Per això cal posar energia al compost iònic per desfer-lo en els seus ions.

b) Com més alta sigui l'energia alliberada en la formació d'un compost iònic, més estable serà la seva estructura cristal·lina. Cert o fals?

Com més alta sigui l'energia alliberada o l'energia reticular en formar-se un compost iònic, més estable serà la seva estructura cristal·lina.

c) Quin et sembla més estable: el compost iònic o els ions gasificats?

El compost iònic sòlid és, amb diferencia, molt més estable. La quantitat d'energia alliberada en formar-se a partir dels ions és força gran. El cristall iònic té un estat energètic molt més baix, i per tant, més estable.

5. Dels elements següents, quin és menys electronegatiu que el ferro: el sofre, el brom, el titani, el coure, el zinc, l'hidrogen o l'oxigen?

El titani, que és l'únic que és més a l'esquerra del ferro en la taula periòdica. Tots els altres són més a la dreta, i alguns més amunt, de la taula periòdica.

6. Les primeres energies d'ionització dels elements clor, carboni, sodi i rubidi són: 5,14 eV; 11,26 eV; 4,18 eV; 12,97 eV. Relaciona cada energia amb l'element que hi correspon.

Cl: 12,97 eV; C: 11,26 eV; Na: 5,14 eV; Rb: 4,18 eV. Es pot explicar perquè la més alta ha de ser la del clor (més a la dreta i més amunt) i la més baixa ha de ser la del rubidi. La del carboni ha de ser més alta que la del sodi perquè està situat més a la dreta.

8 Propietats periòdiques dels elements

7. Indica quin és l'error en l'afirmació següent: «El radi atòmic de l'argó és superior al del clor, però inferior al del criptó; en canvi, el caràcter oxidant del clor és superior al de l'argó».
- El radi atòmic de l'argó és inferior al del clor perquè el clor és més a l'esquerra en la taula periòdica.
8. Dels elements següents, quin té un caràcter més metàl·lic i quin un de més no metàl·lic: Co, Pt, Ba, Cl, He, Ar i Cu?
- Caràcter més metàl·lic: l'element de més a l'esquerra i més avall és el bari. Caràcter menys metàl·lic o més no metàl·lic: l'element més a la dreta i més amunt (excepte els gasos nobles) és el clor.
9. Qui oxidaria a qui en les parelles d'elements següents: S/Ca, Na/N, Fe/Cl, O/F?
- S/Ca: el sofre oxida el calci.
Na/N: el nitrogen oxida el sodi.
Fe/Cl: el clor oxida el ferro.
O/F: el fluor oxi
10. El gener de 2023 es va anunciar el descobriment d'un dipòsit de «terres rares» prop de la mina de ferro de Kiruna, al nord de Suècia, i podria emmagatzemar fins a un milió de tones d'aquests materials. Uns elements que tenen importants propietats magnètiques i conductives, i que són molt valuosos per a la indústria tecnològica.
- a) A què es refereix la notícia amb el nom de «terres rares»
- Es refereix a elements que no eren massa coneguts. Són un conjunt de disset elements químics, metalls, amb propietats semblants que inclou l'escandi i l'itri del grup 3 de la taula periòdica i els quinze elements de la serie dels lantanoides (La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb i Lu).
- b) Quina és l'estructura electrònica del lantà? (nombre atòmic 57)
- $$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$$
- c) Per què es consideren tan valuosos?
- Ús als automòbils, electrònica de consum, il·luminació de baix consum i catalitzadors.
11. L'obtenció d'energia elèctrica a partir de cel·les fotovoltaïques s'ha incrementat considerablement en els darrers anys. Malgrat que s'està investigant amb diversos materials per substituir-lo, el silici encara és l'element de referència amb el qual es fabriquen la majoria de les plaques fotovoltaïques. Quin dels elements següents té una afinitat electrònica més elevada que la del silici: l'alumini, el potassi, el bari o el sofre?

8 Propietats periòdiques dels elements

És el sofre, perquè és l'únic que és més a la dreta del silici en la taula periòdica.

12. Dels elements que apareixen en la llista: Fr, K, Cl, F, La, U i C:

a) Quin és el més oxidant? Per què?

El fluor per que és el que té més tendència a reduir-se a F^-

b) Quin és el més reductor? Per què?

El franci perquè és el que té més tendència a oxidar-se a Fr^+

Activitats finals

1. Per als tancaments metàl·lics s'utilitza l'alumini per les seves propietats. L'alumini té un nombre atòmic de 13.

a) Escriu-ne la configuració electrònica.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

b) Indica el període i el grup al qual pertany.

Període 3 i grup 13.

2. La configuració electrònica d'un element és $1s^2 2s^2 2s^6 3s^2 3s^1$. Indica'n:

a) El nombre atòmic.

Nombre atòmic 15.

b) El període i el grup.

Període 3 i grup 15.

3. Determina la configuració electrònica, el grup, el període i l'ió més estable dels elements de nombres atòmics 30, 35 i 38.

Nombre atòmic 30

Configuració electrònica: $1s^2 2s^2 2s^6 3s^2 3s^1$.

Grup 12

Període 4

8 Propietats periòdiques dels elements

Ió més estable: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ (Zn^{2+})

Nombre atòmic 35

Configuració electrònica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Grup 17

Període 4

Ió més estable: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ (Br^-)

Nombre atòmic 38

Configuració electrònica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$

Grup 2

Període 5

Ió més estable: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ (Sr)

4. Quants kJ es necessiten per arrencar un electró a 1 250 àtoms de Fe?

Dades: $E_i(Fe) = 7,87 \text{ eV/àtom}$

$$1\,250 \text{ àtoms Fe} \times \frac{7,87 \text{ eV}}{1 \text{ àtom}} \cdot \frac{602 \times 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} = 1,58 \times 10^{-18} \text{ kJ}$$

5. Com expliques el fet que la segona energia d'ionització del Mg és de 15,03 eV mentre que la del Li és de 75,62 eV?

Amb la segona energia d'ionització el magnesi passa a Mg^{2+} i assoleix una configuració electrònica estable; per això, l'energia és baixa. En canvi, la segona energia d'ionització del liti és alta, perquè passa a Li^{2+} , que no presenta una configuració electrònica estable.

6. Quanta energia, expressada en kJ, es desprèn quan tots els àtoms d'un mol de silici capten un electró?

Dades: $E_{af}(Si) = -1,24 \text{ eV/àtom}$

$$\dots \dots \dots =$$

7. Ordena de menor a major l'electroafinitat dels elements següents: Ge, Si, Pb, C i Sn.

L'electroafinitat augmenta de baix a dalt en un grup; per tant:

$Pb < Sn < Ge < Si < C$.

8. L'ió potassi és més gran, igual o més petit que l'àtom de potassi? Raona la resposta.

L'ió potassi és més petit que l'àtom de potassi, perquè té un nivell energètic menys:

$$[K] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \text{ (4 nivells)}$$

$$[K^+] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \text{ (3 nivells)}$$

9. Ordena els elements Ca, Sr, Ba i Be en ordre creixent de:

a) Primera energia d'ionització.

8 Propietats periòdiques dels elements

La primera energia d'ionització augmenta de baix a dalt en un grup:
 $\text{Ba} < \text{Sr} < \text{Ca} < \text{Be}$.

b) Volum atòmic.

El volum atòmic augmenta de dalt a baix en un grup: $\text{Be} < \text{Ca} < \text{Sr} < \text{Ba}$.

c) Caràcter reductor.

El caràcter reductor augmenta de dalt a baix en un grup: $\text{Be} < \text{Ca} < \text{Sr} < \text{Ba}$.

10. Ordena, en ordre creixent, els radis atòmics dels elements Si, Cl, S i P.

El radi atòmic augmenta de dreta a esquerra al llarg d'un període: $\text{Cl} < \text{S} < \text{P} < \text{Si}$.

11. Ordena els elements P, F, Fe, O, Mg i Rb, de menys a més electronegativitat.

L'electronegativitat augmenta d'esquerra a dreta al llarg d'un període, i de baix a dalt en un grup: $\text{Rb} < \text{Mg} < \text{Fe} < \text{P} < \text{O} < \text{F}$.

$[\text{56}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

És del grup 2, alcalinoterris, i del període 6. La configuració electrònica acaba en $6s^2$.

12. Quin dels elements següents és el més reductor: Cl, B, Mg o Rb? Per què?

El poder reductor augmenta de dalt a baix en un grup, i de dreta a esquerra en un període; per tant, l'element més reductor és el Rb, perquè és més a l'esquerra i més avall que els altres elements.

13. Un element A i un altre B tenen les configuracions electròniques següents:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Compara'n les propietats periòdiques. Justifica les respostes.

L'element A és a l'esquerra de la taula periòdica (metall alcalí) i l'element B és a la dreta (halogen); per tant:

- L'energia d'ionització, l'afinitat electrònica, l'electronegativitat i el caràcter.
- El caràcter metàl·lic i el poder reductor són més elevats en l'element A.
- El radi atòmic és difícil de determinar, ja que l'element A és més a l'esquerra i l'element B més avall de la taula periòdica. En realitat, A té un radi atòmic més gran que B.

14. Les espècies H, He i Li^2 són isoelectròniques (tenen el mateix nombre d'electrons). Quina tindrà:

a) El radi més gran?

En el cas dels àtoms, el Li és el que té un radi més gran. En esdevenir cations, es produeix una contracció i es pot dir que tindran volums similars; però, teòricament, el H, com que té menys càrrega nuclear, és el que hauria de tenir un radi més gran.

b) L'energia d'ionització més gran?

L'ió He^+ és el que probablement tindrà una energia d'ionització més gran, ja que és un gas noble i el fet de passar a ió He^+ ja és molt costós.

8 Propietats periòdiques dels elements

energèticament. També serà bastant costós energèticament passar de Li^{2+} a Li^{3+} . L'energia d'ionització més petita, amb diferència, serà la del H.

Justifica les respostes.

15. Dos elements X i Y tenen els nombres atòmics 17 i 19, respectivament.

a) Indica si tenen caràcter metàl·lic o no metàl·lic.

Configuracions electròniques X ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Y ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$

L'element de nombre atòmic 19 és un metall alcalí (caràcter metàl·lic) i el de nombre atòmic 17 és un halogen (caràcter no metàl·lic).

b) Compara'n les energies d'ionització i les afinitats electròniques.

L'element de nombre atòmic 17 és més a la dreta i més amunt en la taula periòdica; per tant, té més energia d'ionització i afinitat electrònica.

16. Ordena segons el volum atòmic les espècies Na^+ , Mg^{2+} i Al^{3+} . Justifica l'ordenació.

Els tres ions tenen la mateixa configuració electrònica, $1s^2 2s^2 2p^6$. Per tant, tenen menys volum els que tenen més protons al nucli, perquè atrauen més els electrons. Així, l'ordre creixent de volum és el següent:

$\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+$

17. El iodur de potassi és un compost iònic que es presenta en forma de cristalls incolors. S'addiciona en petites quantitats a la sal de cuina per prevenir malalties de carència de iode que poden afectar la glàndula tiroide, i les seves dissolucions saturades s'empren, en medicina, com a expectorant i en el tractament de l'espótricosi, una infecció causada per fongs.

a) Definiu el concepte d'energia reticular d'un compost iònic. Justifiqueu la diferència entre l'energia reticular del iodur de potassi i la del fluorur de potassi, a partir del model electrostàtic del sòlid iònic.

Dades:

Nombres atòmics (Z). Fluor: $Z = 9$; Iode: $Z = 53$

Energia reticular del iodur de potassi (KI): $\Delta H^\circ_{\text{ret}1} = -631,8 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

Energia reticular del fluorur de potassi (KF): $\Delta H^\circ_{\text{ret}2} = -812,5 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

Entalpia de formació del iodur de potassi: $\Delta H^\circ_f = -330,5 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

Entalpia de sublimació del potassi: $\Delta H^\circ_{\text{sub}} = 87,9 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

Entalpia de sublimació del iode, $\text{I}_{2(s)}$: $\Delta H^\circ_{\text{sub}} = 43,5 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

Entalpia de dissociació del iode, $\text{I}_{2(g)}$: $\Delta H^\circ_{\text{dis}} = 150,9 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

Primera energia d'ionització del potassi: $\Delta H^\circ_i = 418,3 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$

L'energia eticular d'un compost iònic és l'energia emmagatzemada per la seva estructura tridimensional. Es calcula aplicant la llei de Hess al cicle de Born-Haber. Aquest cicle descompon la reacció directa de pas del compost iònic cap

8 Propietats periòdiques dels elements

als seus elements ionitzats en tres etapes: la descomposició del compost iònic sòlid en els seus elements en estat gasós; la descomposició dels elements en estat gasós en els seus àtoms, i la ionització dels àtoms fins a donar els elements ionitzats.

Segons el cicle de Born-Haber:

$$E_{\text{reticular}} = \Delta H^{\circ}_f - E_{\text{atomització}} - E_{\text{sublimació}} - (E_i + A_e)$$

$$\text{Energia reticular} = \text{Entalpia de formació} - \text{Energia d'atomització} - (\text{Energia d'ionització} + \text{Afinitat electrònica})$$

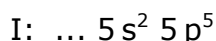
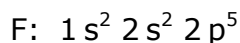
Energia reticular del iodur de potassi (KI):

$$\Delta H^{\circ}_{\text{ret}1} = -631,8 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$

Energia reticular del fluorur de potassi (KF):

$$\Delta H^{\circ}_{\text{ret}1} = -812,5 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1}$$

La diferència és deguda al fet que el fluor té una afinitat electrònica més elevada que el iode (l'afinitat electrònica augmenta cap amunt dins del grup).



Això influeix en l'energia reticular en aquest cas. A més, l'energia de sublimació i atomització del iode és més baixa que la del fluor.

b) Calculeu l'afinitat electrònica del iode.

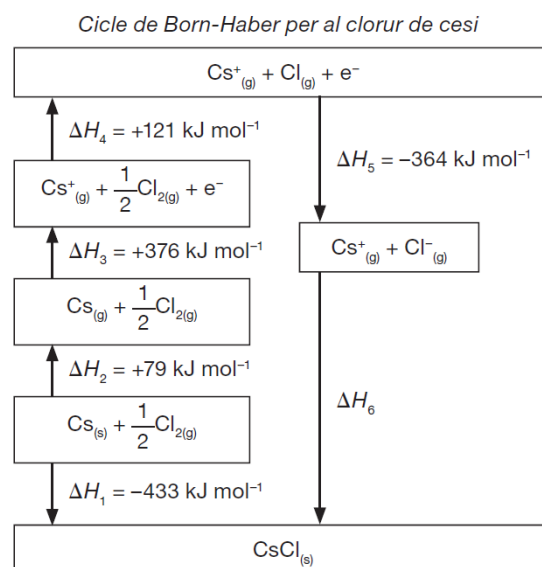
Segons el cicle de Born-Haber per al iodur de potassi:

$$E_{\text{reticular}} = \Delta H^{\circ}_f - E_{\text{dis}} - E_{\text{sub}} - (E_i + A_e)$$

$$\begin{aligned} \text{Energia reticular} &= \text{Entalpia de formació} - \text{Energia de dissociació} - \\ &- \text{Energies de sublimació} - (\text{Energia d'ionització} + \text{Afinitat} \\ &\text{electrònica}) \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} -631,8 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1} &= -330,5 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1} - 150,9 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1} - 87,9 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1} - \\ &- 43,5 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1} - 418,3 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1} - \text{Afinitat electrònica} \\ \text{Afinitat electrònica} &= -399,3 \text{ kJ} \times \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

- 18. Les energies reticulars dels compostos iònics són útils per predir els punts de fusió i les solubilitats en aigua d'aquest tipus de compostos. Per calcular el valor de l'energia reticular d'un compost iònic s'utilitza el cicle de Born-Haber. A partir de la figura següent:**



- a) **Escriviu les reaccions corresponents a l'energia d'ionització del cesi, l'afinitat electrònica del clor i l'entalpia de formació del clorur de cesi, i indiqueu quin valor tenen les entalpies de cadascun d'aquests processos.**

Reaccions dels processos:

Energia d'ionització del cesi: $\text{Cs(g)} \rightarrow \text{Cs}^+(\text{g}) + \text{e}^-$

Afinitat electrònica del clor: $-\text{Cl(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$

Entalpia de formació del clorur de cesi: $\text{Cs(s)} + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CsCl(s)}$

Valor de l'entalpia de cada procés anterior:

Energia d'ionització del cesi: $\Delta H_3 = +376 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Afinitat electrònica del clor: $\Delta H_5 = -364 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpia de formació del clorur de cesi: $\Delta H_1 = -433 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

- b) **Calculeu el valor de l'energia reticular del clorur de cesi.**

La energia reticular correspon al valor ΔH_6

Si apliquem la llei de Hess tenim:

$$\Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6 \rightarrow \Delta H_1$$

(és correcte posar-ho d'altres formes)

$$\Delta H_6 = \Delta H_1 - \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 - \Delta H_5$$

$$\Delta H_6 = (-433) - (79) - (376) - (121) - (-364)$$

$$\Delta H_6 = -645 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

L'energia reticular del CsCl té un valor de $-645 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

19. **Els propulsors iònics són un tipus de propulsors de naus espacials que utilitzen un feix d'ions positius accelerats a velocitats molt elevades. La propulsió iònica inicialment utilitzava cesi, però, per problemes d'erosió dels materials, actualment s'empren gasos nobles com el xenó.**

- a) **Quan fem incidir sobre àtoms de xenó una radiació electromagnètica amb una longitud d'ona màxima d' $1,020 \cdot 10^{-6} \text{ m}$ es provoca la formació del catió Xe^+ . Quina és la freqüència d'aquesta radiació electromagnètica? Quin valor té la primera energia d'ionització del xenó, expressat en kJ mol^{-1} ?**

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 2,94 \cdot 10^{14}$$

$$E = 1,949 \cdot 10^{-19} \text{ J/àtom Xe}$$

Cal passar aquesta energia de J/àtom Xe a kJ/mol Xe:

$$(1,949 \cdot 10^{-19} \text{ J/àtom Xe}) \cdot (1 \text{ kJ} / 1000 \text{ J}) \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ àtom Xe/1mol Xe}) = 117,3 \text{ kJ/mol Xe}$$

Primera energia d'ionització del Xe = $117,3 \text{ kJ/mol}$

- b) **Escriviu la configuració electrònica, en estat fonamental, dels àtoms de cesi i de xenó. A partir de les configuracions electròniques i del model atòmic de càrregues elèctriques, compareu el radi atòmic i la primera energia d'ionització del cesi i del xenó.**

Configuracions electròniques dels dos elements:

Cs $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^1$

Xe $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6$

Comparació dels radis atòmics:

Segons la configuració electrònica dels dos elements, l'electró més extern del cesi està en un orbital amb $n = 6$, mentre que el xenó està en un orbital amb $n = 5$. El radi d'un orbital augmenta sempre amb el valor del nombre quàntic principal n .

El cesi (Cs) té un radi atòmic més gran que el xenó (Xe):

Radi (Cs) > radi (Xe)

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

Opcional $A(g) \rightarrow A^+(g) + 1 e^-$ (primera energia d'ionització)

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 hi haurà (segons la llei de Coulomb) i més costarà d'arrencar l'electró.

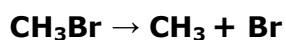
En ser el radi atòmic del xenó més petit que el de cesi, costarà més arrencar un electró de l'orbital 5p del xenó que de l'orbital 6s del cesi.

Per tant, l'energia d'ionització del xenó serà més gran que la del cesi.

Energia ionització (Xe) > Energia ionització (Cs)

Dades: Nombres atòmics (Z): $Z(\text{Xe}) = 54$; $Z(\text{Cs}) = 55$. Constant de Planck: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$. Velocitat de la llum en el buit: $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$. Nombre d'Avogadro: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

20. El bromometà (o bromur de metil) es va utilitzar com a plaguicida fins que es va començar a prohibir en molts països, a partir de l'any 2000, perquè genera radicals de brom (Br) que participen en el procés de reducció de la capa d'ozó a l'estratosfera. En aquesta capa de l'atmosfera pot tenir lloc la reacció de fotodissociació següent:



- a) Calculeu la freqüència i la longitud d'ona de la radiació electromagnètica capaç de trencar l'enllaç C-Br en una molècula de bromometà.

Energia d'enllaç C - Br = 276 kJ/mol

Primer, cal passar l'energia per mol a energia per enllaç:

$$(276 \text{ kJ/mol}) \cdot (1000 \text{ J / kJ}) \cdot (1 \text{ mol enllaç} / 6,02 \cdot 10^{23} \text{ enllaç}) = 4,585 \cdot 10^{-19} \text{ J/enllaç}$$

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

$$E = h \nu$$

$$\nu = E / h \rightarrow \nu = 4,585 \cdot 10^{-19} / 6,63 \cdot 10^{-34}$$

Freqüència: $\nu = 6,92 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ (o $6,92 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$)

Càlcul de la longitud d'ona:

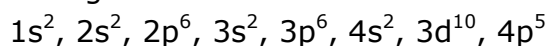
$$\lambda = c / \nu \rightarrow \lambda = 3,00 \cdot 10^8 / 6,92 \cdot 10^{14}$$

Longitud d'ona: $\lambda = 4,34 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

- b) Definiu el terme *orbital atòmic* segons el model ondulatori de l'àtom. Escriu la configuració electrònica de l'àtom de brom i indiqueu els nombres quàntics de l'electró més extern d'aquest àtom.**

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 . El nombre atòmic de l'àtom de brom és: $Z = 35 \rightarrow$ el brom té 35 electrons.

Configuració electrònica del brom:



L'electró més extern de l'àtom de brom es troba a l'orbital 4p.

Els seus nombres quàntics són:

$$n = 4$$

$$l = 1$$

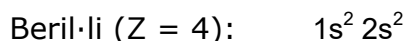
$$m = -1, 0, \text{ o } +1 \text{ (qualsevol d'ells)}$$

$$s = 1/2 \text{ o } -1/2 \text{ (qualsevol)}$$

Dades: Energia de l'enllaç C-Br: 276 kJ mol^{-1} . Nombre d'Avogadro: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$. Velocitat de la llum en el buit: $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$. Constant de Planck: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$. Nombre atòmic: $Z(\text{Br}) = 35$.

- 21. Les energies d'ionització del Li, el Be i el B en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ són, respectivament, 520,3, 899,5 i 800,6. Expliqueu justificadament la diferència que hi ha entre els valors de la primera energia d'ionització dels tres àtoms i calculeu la freqüència mínima i la longitud d'ona màxima de la radiació que pot ionitzar els àtoms de liti gasós en estat fonamental.**

La primera energia d'ionització és l'energia que hem de subministrar a 1 mol d'un element gasós i en estat fonamental per perdre 1 electró. Per tant ens informa de com està lligat l'electró a l'àtom. Aquest lligam està relacionat amb l'estructura electrònica:



Li i Be ($n = 2$): El beril·li té més càrrega nuclear i atreu més l'electró de l'última capa. Costa més arrencar l'electró. Be ($899,5 \text{ kJ/mol}$) > Li ($520,2 \text{ kJ/mol}$). En el bor ($n = 2$) l'electró 2p és més lluny del nucli que els electrons 2s del beril·li.

Llavors, no està tan lligat tot i que hagi augmentat la càrrega nuclear. Per això té un valor intermedi d'energia d'ionització ($800,6 \text{ kJ/mol}$).

8 Propietats periòdiques dels elements

D'altra banda, la freqüència ν i la longitud d'ona λ són les que corresponen a la radiació d'energia igual a la primera energia d'ionització. En el cas del liti és igual a 520,3 kJ/mol.

Energia d'ionització en J per àtom de Li:

$$(520,3 \cdot 10^3 \text{ J/mol}) (1 \text{ mol} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ àtoms}) = 8,638552217 \cdot 10^{-19} \text{ J/àtom}$$

$$\Delta E_{\text{mín}} = h \nu_{\text{mín}} \Rightarrow \nu_{\text{mín}} = \Delta E_{\text{mín}} / h = 8,638552217 \cdot 10^{-19} \text{ J} / 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} = 1,302949052 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$\nu_{\text{mín}} = 1,303 \cdot 10^{15} \text{ Hz (o s}^{-1}\text{)}$$

$$\lambda_{\text{màx}} = c / \nu_{\text{mín}} = 3,0 \cdot 10^8 / 1,302949052 \cdot 10^{15} = 2,302469152 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

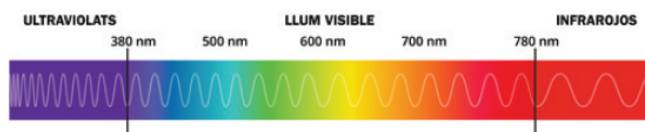
$$\lambda_{\text{màx}} = 2,30 \cdot 10^7 \text{ m}$$

22. En la taula següent es relacionen diferents elements metàl·lics i s'especifica el color de la llum que emeten quan són excitats amb la flama d'un fogonet de gas:

Element	Li	Na	K	Cu
Color de la flama	vermell	groc	violat	verd

Taula 8.7.

La figura següent mostra un esquema de l'espectre visible de la llum:



- a) Sabem que la llum emesa per un d'aquests elements correspon a una transició electrònica de $2,96 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. De quin element es tracta? Justifiqueu la resposta.

$$\Delta E = h \cdot \nu = h \cdot (c/\lambda) \rightarrow \lambda = h (c/\Delta E) =$$

$$= (6,63 \cdot 10^{-34}) (3 \cdot 10^8) / (2,96 \cdot 10^{-19}) \text{ m} (1 \text{ Å} / 10^{-10} \text{ m}) = 6719,59 \text{ Å} \rightarrow \lambda = 6720 \text{ Å}$$

Aquesta longitud d'ona correspon al color vermell de l'espectre electromagnètic. Per tant, es tracta del liti (Li).

- b) Escriuiu les configuracions electròniques del Li, el Na i el K i compareu-ne els radis atòmics. Justifiqueu la resposta.

Les configuracions electròniques dels tres elements són:

$$\text{Li (Z = 3): } 1s^2 2s^1$$

$$\text{Na (Z = 11): } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

$$\text{K (Z = 19): } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

Els tres elements tenen un electró a l'última capa electrònica i, per tant, són elements del grup 1 de la taula periòdica (metalls alcalins). En un grup, els radis atòmics augmenten en augmentar el nombre atòmic. També poden dir que en baixar en un grup, augmenta el nombre quàntic principal (n) de l'últim nivell energètic ocupat i, en conseqüència, els electrons es col·loquen cada vegada més lluny del nucli.

Radis atòmics: $\text{Li} < \text{Na} < \text{K}$

Prepara't per la universitat

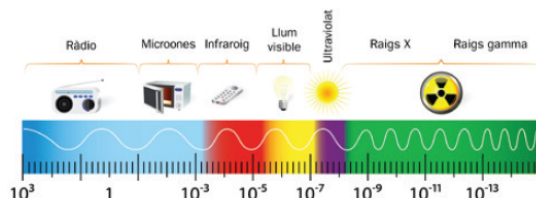
1. L'element potassi es troba a la natura com a catió potassi, que és indispensable per als éssers vius perquè participa en funcions biològiques importants.

a) Expliqueu què és l'energia d'ionització i usifiqueu-ne el signe.

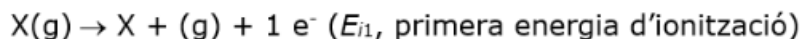
Si l'energia d'ionització del potassi és de 418 kJ mol^{-1} , calculeu l'energia mínima que cal que tingui un fotó per poder ionitzar un àtom de potassi.

Calculeu la freqüència associada a aquest fotó. Segons les dades que pots veure en la imatge, quines són les zones de l'espectre de la llum en què es podria ionitzar l'àtom de potassi? Raoneu la vostra resposta.

Longitud d'ona de l'espectre electromagnètic de la llum λ (m)



L'energia d'ionització és la quantitat d'energia que cal subministrar a un àtom en estat gasós per arrancar-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**.

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

$$\begin{aligned} \text{Energia de kJ/mol a J/àtom } & 418 \text{ kJ/mol} \cdot 1 \text{ mol } 6,02 \times 10^{23} \text{ àtoms} \cdot 10^3 \text{ J} / 1 \text{ kJ} = \\ & = 6,94 \times 10^{-19} \text{ J àtom}^{-1} \Rightarrow \text{Energia d'ionització} \end{aligned}$$

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:

$$\begin{aligned} E_{\text{mínima}} &= h \nu \Rightarrow \nu = E_{\text{mínima}} / h \Rightarrow \nu = 6,94 \times 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{àtom}^{-1} / 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \\ \nu &= 1,05 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,05 \times 10^{15} \text{ Hz} \end{aligned}$$

Longitud d'ona de la radiació anterior:

$$\lambda = c / \nu \Rightarrow \lambda = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1} / 1,05 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} \Rightarrow \lambda \leq 2,87 \times 10^{-7} \text{ m}$$

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 $\lambda \leq 2,87 \times 10^{-7} \text{ m}$.

8 Propietats periòdiques dels elements

- 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 en el model atòmic de càrregues elèctriques.

Dad Nombre atòmic del potassi: $(K) = 19$. Nombre d'Avogadro: $= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Velocitat de la llum en el buit: $= 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$. Constant de Planck: $= 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$.

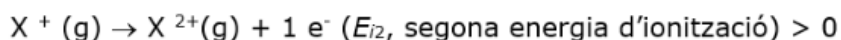
Configuració electrònica del K: $Z(K) = 19 \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

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**.

El radi del catió potassi (K^+) és menor al radi de l'element potassi (K): $\text{radi } K^+ < \text{radi } K$

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. 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.

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

2. La taula següent proporciona algunes dades sobre l'energia d'ionització dels elements liti i beril·li:

	Liti	Beril·li
Primera energia d'ionització (eV àtom ⁻¹)	5,4	9,3
Segona energia d'ionització (eV àtom ⁻¹)	75,2	18,2

Dades: Nombres atòmics: $Z(\text{Li}) = 3$; $Z(\text{Be}) = 4$. Constant de Planck: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$. Velocitat de la llum en el buit: $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$. Radiació electromagnètica visible: longitud d'ona entre 400 nm i 750 nm. $1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$.

- 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.

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: $E = h \nu$; $\nu = c / \lambda \Rightarrow E = h c / \lambda$

Llum visible (400 – 750 nm):

400 nm

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

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

Opcional 750 nm

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

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

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.

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: $E = h \nu$; $\nu = c / \lambda \Rightarrow E = h c / \lambda$

Energia que necessitem per ionitzar el liti:

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

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

$$\lambda_{\text{ionització}} = 6,63 \times 10^{-34} \times 3,0 \times 10^8 / 8,64 \times 10^{-19} = 2,30 \times 10^{-7} \text{ m}$$

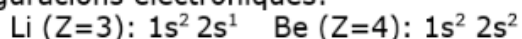
$$\lambda_{\text{ionització}} = 2,30 \times 10^{-7} \text{ m} \times (1 \text{ nm} / 10^{-9} \text{ m}) = 230 \text{ nm}$$

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).

- b) Per què la primera energia d'ionització del beril·li 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 beril·li? Justifiqueu les respostes a partir de les configuracions electròniques i en el model atòmic de càrregues elèctriques.

8 Propietats periòdiques dels elements

Configuracions electròniques:



La primera energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element, en estat gasós, per arrencar un electró. Opcional: $X(g) \rightarrow X^+(g) + e^-$

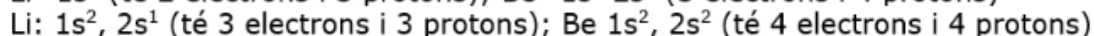
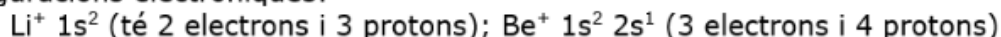
La força d'atracció de l'electró extern (càrrega negativa) amb el nucli (càrrega positiva) depèn de la distància que els separi (radi). Com més petita sigui aquesta distància, més força d'atracció (segons la llei de Coulomb) i més costarà d'arrencar l'electró. El radi del Be és més petit que el del Li, 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: $\text{radi (Be)} < \text{radi (Li)} \Rightarrow E_i(\text{Be}) > E_i(\text{Li})$

Ara, 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,

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.

Configuracions electròniques:



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 forma d'ió $1+$) per arrencar-li un altre electró. Opcional: $X^+(g) \rightarrow X^{2+}(g) + e^-$

El Li^+ té l'electró més extern en la capa $n = 1$ mentre el Li el 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.

$\text{radi (Li}^+) \ll \text{radi (Li)} \Rightarrow E_{i2}(\text{Li}) \gg E_{i1}(\text{Li}) \Rightarrow [E_{i2}(\text{Li}) - E_{i1}(\text{Li})] \gg 0$, 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.

$\text{radi (Be}^+) < \text{radi (Be)} \Rightarrow E_{i2}(\text{Be}) > E_{i1}(\text{Be}) \Rightarrow [E_{i2}(\text{Be}) - E_{i1}(\text{Be})] > 0$, valor alt.

Per tant, 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.

3. **Un assaig a la flama és un procediment usat en química per detectar la presència de certs ions metàl·lics, i està basat en l'espectre d'emissió característic de cada element. En la taula següent es relacionen diferents elements metàl·lics i s'especifica el color de la llum que emeten quan són excitats amb la flama d'un fogonet de gas. Color de la flama d'alguns elements i longitud d'ona de l'espectre electromagnètic associada**

Element	Li	Ca	Na	Cu	K
Color de la flama	vermell	taronja	groc	verd	violat
Longitud d'ona (nm)	740-625	625-590	590-565	565-520	430-380

Dades: Nombres atòmics: $Z(\text{K}) = 19$; $Z(\text{Ca}) = 20$. Constant de Planck: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$. Velocitat de la llum en el buit: $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$.

- a) Sabem que la llum emesa per un element correspon a una transició electrònica de $3,79 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. Es tracta d'algun dels elements de la taula? Justifiqueu la resposta. De totes les emissions possibles de la taula en la regió del visible, quina té més energia?**

A partir de l'equació de Planck relacionarem l'energia de la radiació amb la longitud d'ona:

$$E = h \cdot \nu \quad \text{i} \quad \lambda = c / \nu$$

Si substituïm λ en l'equació de Planck, obtenim:

$$\begin{aligned} E &= h \cdot c \cdot \lambda ; (3,79 \times 10^{-19} \text{ J}) = (6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) \cdot (3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}) \cdot \lambda \\ \lambda &= (3,79 \times 10^{-19} \text{ J}) / (6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) \cdot (3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}) = 5,248 \times 10^{-7} \text{ m} \\ \lambda &= 5,248 \times 10^{-7} \text{ m} (1 \text{ nm} / 10^{-9} \text{ m}) = 525 \text{ nm}; \lambda = 525 \text{ nm} \end{aligned}$$

Color de la radiació i element:

La longitud d'ona de la radiació emesa es troba dins de la radiació de l'espectre electromagnètic de la zona del visible corresponent al color verd (565-520 nm) i aquest color de flama correspon al coure (Cu).

Emissió d'energia més gran:

La radiació d'energia més gran correspon a la radiació de l'espectre electromagnètic de menor longitud d'ona de la taula. Aquesta radiació és la que té una freqüència més gran i, per tant, una energia també més gran.

$$E = h \cdot c \cdot \lambda \quad \text{i} \quad \nu = c / \lambda, \quad \text{així doncs, si: } \lambda \downarrow \Rightarrow \nu \uparrow \Rightarrow E \uparrow$$

Per tant, la radiació d'energia més gran correspon al color violat (430 - 380 nm).

- b) Definiu el terme energia d'ionització. Quin d'aquests elements té una energia d'ionització més gran, K o Ca? La segona energia d'ionització del Ca serà més gran o més petita que la primera energia d'ionització? Justifiqueu les respostes basant-vos en les configuracions electròniques i en el model atòmic de càrregues elèctriques.**

L'energia d'ionització és la quantitat d'energia que cal subministrar a un àtom en estat gasós per arrencar un electró: $\text{A(g)} \rightarrow \text{A}^+(\text{g}) + 1 \text{ e}^- (E_{i1}, 1^{\text{a}} \text{ energia d'ionització}) > 0$

En condicions normals, un àtom no desprèn mai energia de manera espontània; per tant, és una magnitud amb signe positiu.

Energia d'ionització del K i el Ca. 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 hi haurà (segons la llei de Coulomb), més costarà d'arrencar l'electró i més alta serà l'energia d'ionització.

Configuracions electròniques:



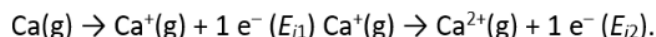
El radi del Ca és més petit que el del K, ja que són elements que tenen l'electró més extern en la mateixa capa $n = 4$ (radi similar), però com que el Ca té un protó i un electró més (té més càrrega efectiva), la força d'atracció del nucli fa que el seu radi sigui una mica inferior: $\text{radi}(\text{Ca}) < \text{radi}(\text{K})$

L'energia d'ionització (E_i) serà més gran com més petit sigui el radi: $E_{i1}(\text{Ca}) > E_{i1}(\text{K})$

8 Propietats periòdiques dels elements

Primera i segona energia d'ionització del Ca

Energies d'ionització del Ca:



L'àtom del Ca té 20 protons i 20 electrons ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$) i l'ió Ca^+ té 20 protons i 19 electrons ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$).

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

$$E_{i2} (\text{segona energia d'ionització}) > E_{i1} (\text{primera energia d'ionització})$$

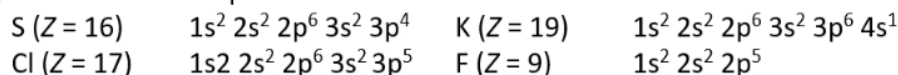
4. **Les propietats periòdiques dels elements química són propietats fisicoquímiques que es repeteixen amb una certa regularitat en els grups i períodes de la taula periòdica dels elements. La raó d'aquesta regularitat té a veure amb la configuració electrònica de l'element. La taula següent recull algunes propietats de quatre elements químics:**

Element	S	Cl	K ⁺	F ⁻
Primera energia d'ionització (kJ mol ⁻¹)	999,5	1251		
Radi iònic (Å)			1,34	1,34

Dades: Nombres atòmics: $Z(\text{F}) = 9$; $Z(\text{S}) = 16$; $Z(\text{Cl}) = 17$; $Z(\text{K}) = 19$.
 Nombre d'Avogadro: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Velocitat de la llum en el buit: $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$. Constant de Planck: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$. Radiació ultraviolada (UV): longitud d'ona entre 15 nm i 400 nm; 1 m = 10⁹ nm.

- a) **Per què la primera energia d'ionització del clor és més gran que la del sofre? El quocient de radis atòmics del potassi i el fluor (r_K/r_F) és superior a 1? Justifiqueu les respostes basant-vos en les configuracions electròniques i en el model atòmic de càrregues elèctriques.**

Configuracions electròniques:



Comparació de la primera energia d'ionització del clor i el sofre:

L'energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element A en estat gasós per arrencar-li un electró: $\text{A(g)} \rightarrow \text{A}^+(\text{g}) + 1 \text{ e}^- (E_{i1}, 1a \text{ energia d'ionització})$.

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 i més costarà d'arrencar l'electró. L'energia d'ionització serà més alta.

El radi del Cl és més petit que el del S, ja que són elements que tenen l'electró més extern en la mateixa capa $n = 3$ (radi similar), però en tenir el Cl un protó i un electró més (té més càrrega), la força d'atracció fa que el seu radi sigui una mica inferior: $\text{radi}(\text{Cl}) < \text{radi}(\text{S})$.

L'energia d'ionització (E_i) serà més gran com més petit sigui el radi: $E_{i1}(\text{Cl}) > E_{i1}(\text{S})$

8 Propietats periòdiques dels elements

Justificació del per què el quocient r_K / r_F és > 1

- El radi d'un catió (A^+) és inferior al de l'àtom (A). Quan l'àtom de potassi (K) perd un electró de la capa més externa es forma l'ió positiu (K^+) amb igual nombre de protons (19) però un electró menys (18). 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; el radi disminueix. Per tant: $\text{radi } K^+ < \text{radi } K$
- El radi d'un anió (A^-), és superior al de l'àtom (A). Quan l'àtom de fluor (F) agafa un electró es forma l'anió fluorur (F^-) amb igual nombre de protons (9) però un electró més (10). La càrrega nuclear és la mateixa, però la càrrega nuclear efectiva en l'anió és més petita a causa de l'electró addicional (més apantallament). L'electró més extern de l'anió està més allunyat del nucli; el radi augmenta. Per tant: $\text{radi } F^- > \text{radi } F$

Si ara els comparem, tenim que: $\text{radi } K^+ < \text{radi } K$ i $\text{radi } F^- > \text{radi } F$.

De la taula podem deduir doncs: $\text{radi } K^+ = \text{radi } F^- \Rightarrow (\text{radi } K / \text{radi } F)$ és superior a 1.

b) Justifiqueu per què podem ionitzar el clor atòmic si li fem arribar radiació ultraviolada (UV). La radiació visible no és capaç d'ionitzar el clor, però sí d'excitar-lo. Què succeeix en aquest procés d'excitació?

Tenim com a dada la primera energia d'ionització del Cl = 1251 kJ/mol.

Hem de comprovar quina radiació pot tenir com a mínim aquesta energia, i així, saber si podem ionitzar el clor.

- Primer, cal passar l'energia per mol a energia per àtom (emprant el N_A):
 $1251 \text{ kJ/mol} \times (1000 \text{ J/kJ}) \times (1 \text{ mol} / 6,02 \times 10^{23} \text{ àtom}) = 2,0781 \times 10^{-18} \text{ J/àtom}$
- A partir de l'equació de Planck relacionarem l'energia de la radiació amb la freqüència:
 $E = h \nu$, $\nu = E / h \Rightarrow \nu = 2,0781 \times 10^{-18} / 6,63 \times 10^{-34}$; $\nu = 3,1344 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ($3,1344 \times 10^{15} \text{ Hz}$)
- Calculem la longitud d'ona de la radiació anterior:
 $\lambda = c / \nu \Rightarrow \lambda = 3,00 \times 10^8 / 3,1344 \times 10^{15}$; $\lambda = 9,57 \times 10^{-8} \text{ m}$
També poden calcular directament la longitud d'ona a partir de l'expressió:
 $E = h \nu = h c / \lambda \Rightarrow \lambda = h c / E$
- Tipus de radiació $\lambda = 9,57 \times 10^{-8} \text{ m} \times (10^9 \text{ nm} / 1 \text{ m}) = 95,71 \text{ nm}$
 $\lambda = 95,71 \text{ nm} \Rightarrow$ aquesta radiació està l'interval de la radiació UV

En el procés d'excitació del clor amb radiació *visible* quan el clor n'absorbeix radiació, l'electró extern de l'àtom passa d'un nivell d'energia inferior (estat fonamental) a un nivell superior (estat excitat).

Desenvolupa les teves competències

Els lantanoides

Informació complementària

Característica electrònica que diferencia aquests lantanoides dels altres elements de la taula periòdica i que alhora fa que tots ells siguin força semblants.

Significat de camp coercitiu, energia coercitiva, saturació magnètica i coercitivitat (magnetisme).

L'estructura electrònica està relacionada amb les propietats físiques i químiques que aquests elements lliuren, habitualment en aliatges amb altres metalls usuals. Entre altres citem: poder magnètic, luminescència (IR, Vis, UV), fluorescència, fosforescència, colors, reactivitat, complexos de coordinació... La modificació d'aquelles propietats està lligada a l'estructura d'aquells orbitals *f*, *d* i *s* assenyalats.