Química

Estructura atòmica i enllaç, Propietats periòdiques dels elements

Solucions · 62 exercicis

Proves d'accés a la universitat (PAU) de Catalunya. Ordenats del més recent al més antic.
Retalls dels exàmens i pautes oficials (selecat.cat / universitats.gencat.cat).

1. PAU 2026 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 2

Exercici 2.1 [1,25 punts]

- **Configuracions electròniques i període, grup i bloc**
  - Configuracions electròniques:
    Potassi (K, Z=19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ **[0,10 punts]**
    Magnesi (Mg, Z=12): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ **[0,10 punts]**
    Fòsfor (P, Z=15): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ **[0,10 punts]**
  - Període, grup i bloc:
    Potassi: període 4 (n = 4), grup 1 o alcalins (ns^1), i bloc s (ns^1) **[0,10 punts]**
    Magnesi: període 3 (n = 3), grup 2 o alcalinoterris (ns^2), i bloc s (ns^2) **[0,10 punts]**
    Fòsfor: període 3 (n = 3), grup 15 o del nitrogen ($ns^2\ np^3$), i bloc p (np^3) **[0,10 punts]**
- **Definició i signe de l'energia d'ionització**
  - Definició:
    L'energia d'ionització (EI) és la quantitat d'energia que cal subministrar a un àtom en estat fonamental i gasós per arrencar-li un electró: *(opcional)* $A(g) \rightarrow A^+(g) + 1\ e^-$
    [0,15 punts]
  - Signe:
    EI és una magnitud amb signe positiu, ja que cal subministrar energia a un àtom per tal de trencar l'atracció electroestàtica entre un dels seus electrons i el nucli per ionitzar-lo.
    [0,15 punts]
- **Valors major i menor de la primera energia d'ionització**

  La primera energia d'ionització correspondria a la formació dels cations K^+ ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$), Mg^+ ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$) i P^+ ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$) formats en arrencar el seu electró de València de major energia.
  [0,05 punts]

  El valor menor de la primera energia d'ionització serà el del potassi, ja que l'electró que s'ha d'arrencar es troba en un orbital més extern (n = 4) que per al cas del magnesi i el fòsfor (n = 3). Per tant, aquest electró estarà menys atret pel nucli degut a la major distància i l'efecte d'apantallament que fan els electrons més interns.
  [0,15 punts]

  Entre el magnesi i el fòsfor que pertanyen al mateix període de la taula periòdica, el fòsfor presentarà un major valor de la primera energia d'ionització. Tot i que l'electró per arrencar es troba en el mateix nivell energètic per a tots dos elements (n = 3), el major nombre atòmic del fòsfor farà que aquest electró se senti més atret pel major nombre de protons del nucli, de manera que costi més ionitzar-lo.
  [0,15 punts]

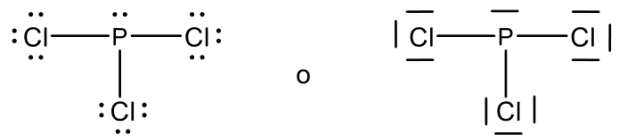
Exercici 2.2 [1,25 punts]

- **Estructura de Lewis i geometria**

  - Estructura de Lewis:

    Fòsfor (P, Z=15): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3 \Rightarrow 5\ e^-$ de València
    Clor (P, Z=17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5 \Rightarrow 7\ e^-$ de València

    En total, s'han de col·locar $5 + 3 \times 7\ e^-$ de València a l'estructura ($26\ e^-$), corresponents a 13 parells d'electrons.



[0,40 punts]

  - Geometria:

    La geometria serà de piràmide trigonal, corresponent a una estructura AB_3E segons la teoria RPECV en què es minimitza la repulsió electroestàtica entre els parells d'electrons enllaçants i el parell d'electrons no enllaçant que es troben al voltant de l'àtom central de fòsfor.

[0,30 punts]

- **Polaritat i forces intermoleculars**

  - Polaritat:

    Com que el clor és més electronegatiu que el fòsfor, els enllaços P-Cl estan polaritzats. I degut a la geometria de piràmide trigonal de la molècula, els moments dipolars de cada enllaç no s'anul·len entre ells. Per tant, la molècula de PCl_3 és polar.

[0,30 punts]

  - Forces intermoleculars:

    En tractar-se d'un compost polar que no conté grups que puguin formar enllaços d'hidrogen, el principal tipus d'interaccions intermoleculars que es formaran entre molècules de PCl_3 seran interaccions de Van der Waals, de tipus dipol-dipol permanent.

[0,25 punts]

2. PAU 2026 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 2

Exercici 2.1 [1,25 punts]

- **Definició i signe de la primera energia d'ionització**

  La primera energia d'ionització (EI_1) és la quantitat d'energia que cal subministrar a un àtom neutre en estat gasós per arrencar un electró: *(opcional)* $A(g) \rightarrow A^+(g) + 1\ e^-$

  [0,10 punts]

  EI és una magnitud amb signe positiu ja que cal subministrar energia a un àtom per tal de trencar l'atracció electrostàtica entre un dels seus electrons i el nucli per tal d'ionitzar-lo

  [0,10 punts]

- **Variació de l'energia d'ionització al segon període: Li vs Ne**

  Li (Z=3) : $1s^2\ 2s^1$
  Ne (Z=10) : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

  Tots dos àtoms pertanyen al mateix període de la taula periòdica (n=2): el Li és un metall alcalí amb el menor valor d'EI dels elements d'aquell període, i Ne és un gas noble amb el major valor d'EI per al mateix període.

  A mesura que augmenta el nombre atòmic (Z) en un període, el nombre de protons al nucli (càrregues positives) i el nombre de electrons (càrregues negatives) augmenten, i també ho fa la força d'atracció entre ells (augment de la càrrega nuclear efectiva). A major força d'atracció, més costarà d'arrencar l'electró i l'energia d'ionització serà més alta.

  [0,45 punts]

- **Definició d'afinitat electrònica**

  L'afinitat electrònica (AE) és el canvi d'energia associada al procés en què un àtom en estat fonamental i gasós capta un electró: *(opcional)* $A(g) + 1\ e^- \rightarrow A^-(g)$

  [0,15 punts]

- **Afinitat electrònica de F, Cl i Br**

  F (Z=9) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
  Cl (Z=17) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
  Br (Z=35) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

  Els valors d'AE del F, Cl i Br són negatius i els més petits del gràfic. Això implica que el procés de captar un electró està molt afavorit i es desprèn energia quan té lloc.

  [0,15 punts]

  Aquest fet es pot explicar en base a la seva configuració electrònica: aquests tres àtoms són halògens que tenen set electrons a la capa de valència ($ns^2\ np^5$) i, per tant, aconsegueixen una configuració electrònica de gas noble d'elevada estabilitat en captar 1 electró ($ns^2\ np^6$).

  [0,30 punts]

Exercici 2.2 [1,25 punts]

- **Justificar la diferència entre la primera i la segona energia d'ionització del Na**

  La segona energia d'ionització del Na (EI_2 = 4562 kJ mol^{-1}) presenta un valor més elevat que la primera (EI_1 = 496 kJ mol^{-1}), la qual cosa indica que costa molt més arrencar un segon electró de l'ió sodi ($Na^+ \rightarrow Na^{2+} + 1\ e^-$) que el primer electró d'un àtom de sodi ($Na \rightarrow Na^+ + 1\ e^-$).

  El Na (Z=11) té 11 electrons i una configuració electrònica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$. Quan es ionitza per primera vegada, s'arrenca un electró que es troba a l'orbital 3s, que és d'una capa més externa i està menys atret electrostàticament pel nucli. En canvi, el segon electró ionitzat s'arrenca d'un dels orbitals 2p, que està més a prop del nucli i per tant, més atret pel nucli. A més, aquest efecte està amplificat pel fet que, en arrencar el primer electró i formar Na^+, la resta d'electrons de l'ió són atrets més fortament pel nucli, dificultant encara més el segon procés d'ionització.

  Opcionalment la justificació es pot donar en base a: a) que Na^+ presenta una configuració electrònica de gas noble d'elevada estabilitat, desafavorint una nova ionització; b) que el radi de Na^+ és més petit que el de Na, augmentat l'atracció entre el nucli i l'electró a ionitzar.

  [0,30 punts]

- **Energia d'un fotó per ionitzar Na^+**

  L'energia del fotó ha de correspondre a la de la segona energia d'ionització del Na: EI_2 = 4562 kJ mol^{-1}.

  [0,10 punts]

  Càlcul de l'energia del fotó:

  $$4562 \cdot \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{àtoms}} \cdot \frac{10^3\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 7{,}57 \times 10^{-18}\ \text{J àtom}^{-1}$$ **[0,30 punts]**

  Càlcul de la longitud d'ona:

  A partir de l'equació de Planck es relaciona l'energia de la radiació amb la freqüència:

  $$E = h\,\nu$$

  $$\nu = E / h \Rightarrow \nu = 7{,}57 \times 10^{-18}\ \text{J àtom}^{-1} / 6{,}63 \times 10^{-34}\ \text{J s} = 1{,}1418 \times 10^{16}\ \text{s}^{-1}\ (\text{o Hz})$$

  [0,25 punts]

  A continuació, cal convertir la freqüència en longitud d'ona:

  $$\lambda = c / \nu$$

  $$\lambda = 3{,}00 \times 10^8\ \text{m s}^{-1} / 1{,}1418 \times 10^{16}\ \text{s}^{-1} = 2{,}63 \times 10^{-8}\ \text{m}$$

  [0,30 punts]

3. PAU 2025 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 2

Exercici 2a

Tipus d'enllaç compostos A i B

La **representació A** representa un **enllaç covalent per a formar molècules**. En la molècula l'àtom de beril·li és l'àtom central i la geometria és lineal.

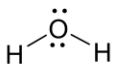
Predomina el caràcter covalent, per això s'ha representat com a molècula. Es tracta de clorur de beril·li en estat gasós. La **diferència d'electronegativitat** entre el **Cl** i **Be és 3,0 - 1,5 = 1,5 < 1,7** (menys del 50 % de caràcter iònic).

La **representació B** correspon a una **xarxa tridimensional iònica** on hi ha representats el ions Li^+ en els vèrtexs i els ions Cl^- en les arestes. En la xarxa cada ió positiu està envoltat a la distància més curta per ions negatius, de manera que les forces d'atracció superen les de repulsió.

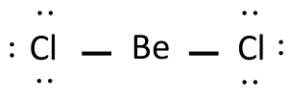
Predomina el caràcter d'enllaç iònic, per això hi ha representada una xarxa tridimensional iònica. La **diferència d'electronegativitat** entre el **Cl** i **Li és 3,0 - 1,0 = 2 > 1,7** (més del 50 % de caràcter iònic). **[0,40 p.]**

Estructures Lewis de $BeCl_2$ i de l'H_2O

H_2O
O = 6 electrons de valència
H = 1 electró de valència
6 + 2 × 1 = 8 electrons (4 parells per col·locar) **[0,20 p.]**



$BeCl_2$
Be = 2 electrons de valència
Cl = 7 electrons de valència
2 + 7 × 2 = 16 electrons (8 parells per col·locar) **[0,20 p.]**



Geometria de les molècules segons la teoria de RPECV i polaritat

En el **$BeCl_2$**, l'àtom central (Be) s'envolta de 2 parells d'electrons, per tant, la forma bàsica és lineal. Com que els 2 parells d'electrons són enllaçants (d'enllaç), la **geometria és lineal**. **[0,15 p.]**

En l'**H_2O**, l'àtom central (O) s'envolta de 4 parells d'electrons, per tant, la forma bàsica és tetraèdrica. Com que hi ha 2 parells d'electrons enllaçants (d'enllaç) i 2 parells d'electrons no enllaçants (lliures) la **geometria és angular**. **[0,15 p.]**

La **molècula de $BeCl_2$** és **apolar** perquè com que és **lineal s'anul·len els moments dipolars**. La **molècula d'aigua** és **polar** ja que com que és **angular no s'anul·len els moments dipolars**, i hi ha un moment dipolar resultant. **[0,15 p.]**

Exercici 2b

Valor de les energies d'ionització

Els valors de les energies d'ionització són positius perquè cal subministrar energia per arrencar un electró d'un àtom i es tracta d'un procés endotèrmic.

[0,25 p.]

Grup i període

Configuracions electròniques
Li (Z=3) $1s^2$, $2s^1$
Be (Z=4) $1s^2$, $2s^2$ **[0,10 p.]**

Grup i període
Li (Z=3) és del **període 2** (n=2) i del **grup 1** ($2s^1$) **[0,20 p.]**
Be (Z=4) és del **període 2** (n=2) i del **grup 2** ($2s^2$) **[0,20 p.]**

Raonament dels valors d'energia d'ionització en base al model de càrregues de l'àtom

Opcional:

- *Els dos elements liti i beril·li es troben en el **mateix període** de la taula periòdica i, per tant, ambdós tenen el mateix nombre quàntic **n=2**.*
- *El **liti** té només **un electró** en la capa de **València** ($2s^1$) i el **beril·li** té **dos electrons** en la capa de **València** ($2s^2$), només hi ha una diferència d'1 electró.*

L'àtom de **liti** té **un protó menys en el nucli** (menys carrega positiva) que **l'àtom de beril·li** (més càrrega positiva), llavors la **força d'atracció del nucli** de l'**àtom de liti** és **menor** que la de **l'àtom de beril·li**.

L'electró del liti és atret amb **menys força pel nucli** que els **dos electrons del beril·li** (llei de Coulomb) **que es troben al mateix orbital** i **no es troben separats**. Per tant, el radi atòmic del beril·li és més petit que el radi atòmic del liti.

⇒ El **radi** de l'àtom de **beril·li és més petit** que el **radi** de l'àtom de **liti.** **[0,25 p.]**

Com **més petit és el radi atòmic més atrets es troben els electrons** (càrrega negativa) pel nucli (càrrega positiva) i **més energia es necessita per arrencar un electró**. Costarà més arrencar un electró de l'àtom de beril·li ($2s^2$) que d'un àtom de liti ($2s^1$).

El beril·li té una primera energia d'ionització més gran que el liti.

⇒ La primera **energia d'ionització de l'àtom de beril·li és més gran que la** primera **energia d'ionització de l'àtom de liti.**

[0,25 p.]

4. PAU 2025 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

Exercici 1a

Per què el F_2 és un gas, el Br_2 és un líquid i el I_2 és un sòlid a temperatura ambient?

El F_2, el Br_2 i el I_2 estan formats per **molècules apolars** que formen **dipols instantanis** entre els quals s'**estableixen forces d'atracció** i com **més grans són** aquestes **interaccions més alt** és el **punt d'ebullició** d'una substància.

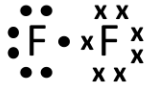
Les **forces d'atracció** entre **molècules** de **I_2 són majors** que entre **molècules** de **Br_2** i **aquestes són majors que entre molècules** de **F_2**, és per això que el **F_2 és un gas**, el **Br_2 és un líquid** i el **I_2 és un sòlid**.

Com **més grans són les molècules més polaritzables** són i **més grans** són les **forces entre dipols instantanis.**

[0,40 p.]

Per què aquests elements formen molècules diatòmiques?

Els halògens tenen **7 electrons de València** ($ns^2\ np^5$) i **per arribar a complir la regla de l'octet comparteixen 1 electró** formant molècules diatòmiques amb un **enllaç covalent** entre àtoms d'halogen.



[0,35 p.]

Quin tipus d'enllaç s'estableix entre un halogen i un metall alcalí?

Quan es combinen un halogen i un metall alcalí formen un **enllaç iònic; l'halogen captarà un electró que li cedirà el metall alcalí** i així **ambdós elements compliran la regla de l'octet**.

Z(Na) = 11	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$	$\Rightarrow$	$Z(Na^+) = 10$	$1s^2, 2s^2, 2p^6$
Z (F) = 9	$1s^2, 2s^2, 2p^5$	$\Rightarrow$	$Z(F^-) = 10$	$1s^2, 2s^2, 2p^6$

[0,30 p.]

Exemple d'un compost amb aquest tipus d'enllaç

L'halogen i el metall alcalí es combinaran en la proporció 1:1.

Qualsevol compost format entre un halogen (F, Br, I) i un metall alcalí (Li, Na). Per exemple: LiF; LiBr; LiI; NaF; NaBr i NaI són compostos iònics.

[0,20 p.]

Exercici 1b

Configuracions electròniques

Z(Li) = 3 $1s^2, 2s^1$
El Li és del **període 2** (n=2), del **grup 1** ($2s^1$), metall alcalí, i del **bloc s** (s^1).

Z(Na) = 11 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
El Na és del **període 3** (n=3), del **grup 1** ($3s^1$), metall alcalí, i del **bloc s** (s^1).

Z(F) = 9 $1s^2, 2s^2, 2p^5$
El F és del **període 2** (n=2), del **grup 17** ($2p^5$), halogen, i del **bloc p** (p^5). **[0,15 p.]**

Assignació dels valors de radi atòmic i d'energia d'ionització del tres elements

Radis atòmics

El **radi del Na** serà **més gran** que el **radi del Li** perquè estan en el **mateix grup** de la taula periòdica, però el **Na té més capes amb electrons** ($3s^1$) **que el Li** ($2s^1$). L'atracció de les càrregues positives (nucli) amb les negatives (electrons) es més gran en el Li que en el Na.

⇒ radi Na > radi Li **[0,15 p.]**

El **radi del Li** serà **més gran** que el **radi del F** perquè tots dos elements tenen el **mateix nombre de capes amb electrons**, però com que el **F** té un nombre atòmic més gran **atraurà els electrons amb més força cap al nucli** (té més protons) i, per tant, el radi serà menor.

⇒ radi Li > radi F **[0,15 p.]**

Per tant, l'assignació dels radis atòmics és: **[0,10 p.]**

radi Na	*radi Li*	*radi F*
2,27 Å	1,82 Å	0,42 Å

Energies d'ionització

Com més petit és un àtom més costa d'arrencar-ne un electró perquè aquest **se sent més atret pel nucli**, per tant:

[0,20 p.]

Energia d'ionització Na	*Energia d'ionització Li*	*Energia d'ionització F*
496,0 kJ mol^{-1}	520,2 kJ mol^{-1}	1681,0 kJ mol^{-1}

Exercici 1b (continuació)

És un fotó de λ = 420 nm capaç d'ionitzar un àtom amb EI de 520,2 kJ mol^{-1}?

Càlcul de l'energia necessària per ionitzar un àtom

A partir de l'equació de Planck es relaciona l'energia de la radiació amb la freqüència:

E = hν

- Considerant la relació entre ν = c / λ i substituint:

$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$

$$E = \frac{6{,}63\ x\ 10^{-34}\ J\ s \cdot 3\ x\ 10^{8}\ m\ s^{-1}}{420\ x\ 10^{-9}\ m} = \mathbf{4{,}71\ x\ 10^{-19}\ J}$$ **[0,25 p.]**

- Canvi d'unitats (kJ mol^{-1} a J àtom^{-1}):

$$520{,}2\ kJ\ mol^{-1}\ \frac{1000\ J}{1\ kJ}\ \frac{1\ mol}{6{,}02\ 10^{23}\ \text{àtom}} = \mathbf{8{,}64\ x\ 10^{-19}\ J\ \text{à}tom^{-1}}$$

[0,15 p.]

Comparació d'energies (energia radiació vs. energia necessària)

L'energia de la radiació és 4,71 x 10^{-19} J per cada fotó < 8,64 x 10^{-19} J atom^{-1}

⇒ Aquest <u>àtom no es podrà ionitzar</u> amb una **radiació de λ = 420 x 10^{-9} m**

[0,10 p.]

5. PAU 2024 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 2

Pregunta 2a

Transició electrònica corresponent a λ = 587,49 nm

Càlcul de la freqüència associada amb la longitud d'ona:

$\nu = c / \lambda$ **[0,10 p.]**

$\nu = 3{,}00 \times 10^{8}\ m\ s^{-1} / 587{,}49 \times 10^{-9}\ m$

$\Rightarrow$ **$\nu = 5{,}106 \times 10^{14}\ s^{-1}$ (o $5{,}106 \times 10^{14}$ Hz)** **[0,20 p.]**

A partir de l'equació de Planck es relaciona la freqüència de la radiació amb l'energia:

$E = h\ \nu$ **[0,10 p.]**

$E = h\ \nu = 6{,}63 \times 10^{-34}\ J\ s \cdot 5{,}106 \times 10^{14}\ s^{-1}$

$\Rightarrow$ **$E = 3{,}386 \times 10^{-19}$ J** **[0,20 p.]**

- *També poden calcular directament l'energia: (0,60 punts)*

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

$$\Rightarrow E = \frac{h \cdot c}{\lambda};\ E = \frac{6{,}63\ x\ 10^{-34}\ J\ s \cdot 3\ x\ 10^{8}\ m\ s^{-1}}{587{,}49\ x\ 10^{-9} m} = \mathbf{3{,}386\ x\ 10^{-19}\ J}$$

Canvi d'unitats:

$3{,}386 \times 10^{-19}$ J $\times$ 1 eV / $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J = **2,116 eV**

La transició correspon a una diferència d'energia de 2,116 eV; segons les dades de la taula correspon a la transició de l'orbital 3d a 2p.

$\Delta E = E_{2p} - E_{3d} = 21{,}08$ eV – 23,20 eV = – 2,12 eV (energia emesa)

$\Rightarrow$ La radiació emesa (λ = 587,49 nm) correspon a una transició electrònica des de l'orbital 3d a 2p. **[0,30 p.]**

Freqüència de radiació per excitar un electró des de l'estat fonamental a l'orbital 3s

L'estat fonamental correspon a l'orbital 1s. La transició és des de l'orbital 1s a 3s.

$\Delta E = E_{3s} - E_{1s} = 22{,}81$ eV – 0 eV = 22,81 eV (energia absorbida) **[0,15 p.]**

Canvi d'unitats (eV a J):

$$22{,}81\ \text{eV}\ \frac{1{,}6\ x\ 10^{-19}\ J}{1\ eV} = \mathbf{3{,}650 \times 10^{-18}\ J}$$

Càlcul d'energia:

$E = h\ \nu$

$\nu = E / h \Rightarrow \nu = 3{,}650 \times 10^{-18}$ J / $6{,}63 \times 10^{-34}$ J s

$\Rightarrow$ **$\nu = 5{,}505 \times 10^{15}\ s^{-1}$ (o $5{,}505 \times 10^{15}$ Hz)** **[0,20 p.]**

Pregunta 2b

Bases fonamentals del model atòmic mecanicoquàntic

Les bases fonamentals del model atòmic mecanicoquàntic actual són el principi d'incertesa de Heisenberg i la dualitat ona-corpuscle de De Broglie.

Principi d'incertesa de Heisenberg:

No es pot conèixer amb exactitud la posició i el moment (quantitat de moviment) d'un electró, de manera que sorgeix el concepte de probabilitat.

Dualitat ona-partícula de De Broglie:

La dualitat ona-partícula de De Broglie afirma que les partícules poden comportar-se com a ones i viceversa. Així, els electrons a escala atòmica es comporten com a ones.

[0,20 p.]

Concepte d'orbital segons el model atòmic mecanicoquàntic

Un orbital atòmic, segons el model ondulatori de l'àtom, és una **funció d'ona**, solució de l'equació de Schrödinger, 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)**.

[0,25 p.]

Nombres quàntics dels electrons de valència d'àtom d'He i un àtom de Ne

Configuracions electròniques

He (Z=2) $1s^2$
Ne (Z=10) $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$

Nombres quàntics dels electrons de valència

He: dos electrons de valència ($1s^2$)

(n, l, m, s): (1, 0, 0, ½), (1, 0, 0, -½) **[0,20 p.]**

Ne: sis electrons de valència ($2p^6$)

(n, l, m, s): (2, 1, 0, ½), (2, 1, 0, -½)
(2, 1, 1, ½), (2, 1, 1, -½)
(2, 1, -1, ½), (2, 1, -1,-½) **[0,60 p.]**

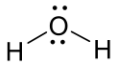
6. PAU 2024 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 5

Pregunta 5a

Formulació. Amoníac: NH_3 **[–0,50 p. si no formulen bé]**

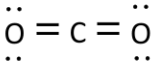
Estructures de Lewis

H_2O
O = 6 electrons de valència
H = 1 electró de valència
6 + 2 × 1 = 8 electrons (4 parells per col·locar)



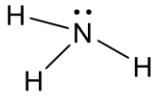
[0,25 p.]

CO_2
C = 4 electrons de valència
O = 6 electrons de valència
4 + 6 × 2 = 16 electrons (8 parells per col·locar)



[0,20 p.]

NH_3
N = 5 electrons de valència
H = 1 electró de valència
5 + 3 × 1 = 8 electrons (4 parells per col·locar)



[0,20 p.]

Què ens explica la teoria de RPECV?

La teoria de repulsió dels parells d'electrons de la capa de valència diu que els parells d'electrons enllaçats i no enllaçats que envolten l'àtom central d'una molècula covalent s'orienten allunyant-se prou entre si per aconseguir que les repulsions colombianes entre els parells d'electrons siguin mínimes.

[0,15 p.]

Geometria de les molècules segons la teoria de RPECV

H_2O: dos parells enllaçats, dos parells lliures ⇒ geometria angular (AB2E2) **[0,15 p.]**

CO_2: quatre parells enllaçats, cap parell lliure ⇒ geometria lineal (AB2) **[0,15 p.]**

NH_3: tres parells enllaçats, un parell lliure ⇒ geometria piramidal trigonal (AB3E) **[0,15 p.]**

Pregunta 5b

Molècula polar i apolar

⇒ Una molècula és apolar quan la resultant dels moments dipolars dels seus enllaços és zero.

⇒ Una molècula és polar quan la resultant dels moments dipolars dels seus enllaços és diferent de zero. **[0,20 p.]**

Polaritat de les molècules i factors què afecten la polaritat

L'**electronegativitat dels àtoms** que formen l'enllaç i la **geometria de les molècules** són els factors que defineixen la polaritat d'una molècula. **[0,10 p.]**

Electronegativitat

En les tres molècules, la **diferència d'electronegativitat** entre els seus àtoms polaritza els enllaços, els quals presenten un determinat **moment dipolar**:

H_2O: H (δ +) − O (δ -)
CO_2: C (δ +) − O (δ -) **[0,15 p.]**
NH_3: N (δ -) − H (δ +)

Geometria

La *molècula d'aigua* presenta una geometria angular i això aporta un moment dipolar diferent de zero i és polar.

⇒ La **molècula d'aigua és polar** perquè **no s'anul·len els moments dipolars** dels **dos enllaços**.

La *molècula de diòxid de carboni* presenta una geometria lineal i això aporta un moment dipolar diferent de zero i és apolar.

⇒ La **molècula de diòxid de carboni és apolar** perquè **s'anul·len els moments dipolars** dels **dos enllaços**.

La *molècula d'amoníac* presenta una geometria piramidal trigonal i això aporta un moment dipolar diferent de zero i és polar.

⇒ La **molècula d'amoníac és polar** perquè **no s'anul·len els moments dipolars** dels **tres enllaços**. **[0,45 p.]**

Raonament de les diferències en els punts d'ebullició

Els **enllaços** de les quatre molècules es troben **polaritzats** degut a les diferències d'electronegativitat dels àtoms enllaçats, i es dona la **diferència d'electronegativitat** més gran en la **molècula d'aigua**.

Aquesta distribució de càrrega de la **molècula d'aigua** fa que les molècules s'uneixin per **enllaços d'hidrogen**. L'enllaç d'hidrogen intermolecular es produeix entre l'àtom d'**H** d'una molècula i l'àtom d'**O** d'una altra molècula i provoca un augment en el punt d'ebullició de l'aigua respecte als hidrurs del grup 16. **[0,35 p.]**

Problema 1a

Configuracions electròniques

Z = 11 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ **[0,10 p.]**

Z = 35 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$ **[0,15 p.]**

Grup, període i bloc

L'element Z = 11 és del **període 3** (n = 3), del **grup 1** ($3s^1$), metall alcalí, i del **bloc s** (s^1).

[0,20 p.]

L'element Z = 35 és del **període 4** (n = 4), del **grup 17** ($4s^2, 3d^{10}, 4p^5$), halogen, i del **bloc p** (p^5).

[0,20 p.]

Raoneu quin nombre atòmic correspon a A i B

L'element amb Z = 11, al ser del grup 1, **si perd un sol electró** es convertirà en un catió i aconseguirà la configuració de gas noble ($2s^2, 2p^6$). Serà el **catió del compost iònic AB**.

L'element amb Z = 35, al ser del grup 17, **pot guanyar un electró** i aconseguir la configuració de gas noble ($4s^2, 3d^{10}, 4p^6$). Serà **l'anió del compost iònic AB**. **[0,20 p.]**

L'element amb Z = 35, al ser del **grup 17**, **és un no-metall** que pot formar **enllaços covalents** per compartició d'electrons. Serà el compost A_2. **[0,20 p.]**

Per tant,

⇒ **A** serà **Z = 35**, no-metall (halogen) **[0,10 p.]**

⇒ **B** serà **Z = 11**, metall (metall alcalí) **[0,10 p.]**

Problema 1b

Definició d'energia d'ionització

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

$$A(g) \rightarrow A^+(g) + 1\ e^- \quad (E_i, \text{energia d'ionització})$$

En condicions normals, un àtom mai desprèn energia de manera espontània. Per tant, és una magnitud amb **signe positiu**.

[0,30 p.]

Càlcul de l'energia de la radiació

A partir de l'equació de Planck es relaciona l'energia de la radiació amb la freqüència:

$E = h\,\nu$ **[0,10 p.]**

- Considerant la relació entre $\nu = c / \lambda$ i substituint:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

$$E = \frac{6{,}63\ x\ 10^{-34}\ J\ s \cdot 3\ x\ 10^{8}\ m\ s^{-1}}{6\ x\ 10^{-11}\ m} = \mathbf{3{,}315\ x\ 10^{-15}\ J} \quad \textbf{[0,25 p.]}$$

es podrà ionitzar l'àtom d'hidrogen amb una radiació de 6 × 10^{-11} m?

- Canvi d'unitats (kJ/mol a J/àtom):

$$1318\ kJ\ mol^{-1}\ \frac{1000\ J}{1\ kJ}\ \frac{1\ mol}{6{,}02\ 10^{23}\ \text{àtom}} = 2{,}189\ 10^{-18}\ J\ \text{àtom}^{-1}$$

[0,35 p.]

- L'energia de la radiació és 3,315 × 10^{-15} J per cada fotó >2,189 10^{-18} J àtom^{-1}

⇒ L'**àtom d'hidrogen** sí que **es podrà ionitzar** amb una **radiació** de **λ = 6 × 10^{-11} m**.

[0,25 p.]

Problema 6a

Reaccions i energies del cicle de Born-Haber

Primera energia d'ionització del rubidi

$Rb(g) \rightarrow Rb^+(g) + 1\ e^-$ $\quad \Delta H_3 = 403\ kJ\ mol^{-1}$ **[0,25 p.]**

Afinitat electrònica del clor

$Cl(g) + 1\ e^- \rightarrow Cl^-(g)$ $\quad \Delta H_4 = -349\ kJ\ mol^{-1}$ **[0,25 p.]**

Entalpia de formació del clorur de rubidi

$Rb(s) + \frac{1}{2}\ Cl_2(g) \rightarrow RbCl(s)$ $\quad \Delta H_5 = -435\ kJ\ mol^{-1}$ **[0,25 p.]**

Justifiqueu si la primera energia d'ionització del Na és més gran o petita que la del Rb.

Configuracions electròniques

- L'àtom de sodi (Na) té 11 electrons:

  Z (Na) = 11 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ **[0,10 p.]**

- L'àtom de rubidi (Rb) té 37 electrons:

  Z (Rb) =37 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^1$ **[0,10 p.]**

Justificació

L'energia d'ionització del sodi serà superior a l'energia d'ionització del rubidi perquè arrencar l'electró del Na(g) és més difícil que arrencar un electró del Rb(g).

L'electró del Na(g) està situat en un **orbital més intern** (orbital 3s) mentre que, en el cas del **Rb(g)**, **l'electró** està situat en un **orbital més extern** (orbital 5s).

Com més intern és l'electró, més costa d'arrencar, perquè com **està més a prop del nucli** se sent **més atret pels protons del nucli** (l'apantallament és menor).

[0,30 p.]

Problema 6b

Energia reticular del RbCl

L'entalpia de formació del clorur de rubidi (ΔH_5) és igual a:

$$\Delta H_5 = \Delta H_1 + ½\ \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_6$$ **[0,35 p.]**

$-435\ kJ\ mol^{-1} = 82\ kJ\ mol^{-1} + ½ \times 240\ kJ\ mol^{-1} + 403\ kJ\ mol^{-1} - 349\ kJ\ mol^{-1} + \Delta H_6$

d'on es pot aïllar el valor de l'energia reticular (ΔH_6):

$$\Delta H_6 = -\Delta H_1 - ½\ \Delta H_2 - \Delta H_3 - \Delta H_4 + \Delta H_5$$

$\Delta H_6 = -82\ kJ\ mol^{-1} - ½ \times 240\ kJ\ mol^{-1} - 403\ kJ\ mol^{-1} - (-349\ kJ\ mol^{-1}) + (-435\ kJ\ mol^{-1})$

⇒ $\Delta H_6 = -691\ kJ\ mol^{-1}$ **[0,40 p.]**

- *Si no es considera que l'entalpia de dissociació del Cl_2 (ΔH_2) s'ha de dividir per dos, perquè només es necessita ½ mol de clor, es penalitzarà amb 0,25 p. dels 0,75 p.*

Raona si l'energia reticular del NaF és més gran o més petita que la del RbCl.

Configuracions electròniques

- L'àtom de fluor (F) té 11 electrons: Z (F) = 9 $1s^2, 2s^2, 2p^5$ **[0,10 p.]**
- L'àtom de clor (Cl) té 17 electrons: Z (Cl) = 17 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ **[0,10 p.]**

Energia reticular de NaF enfront de l'energia reticular de RbCl.

L'**energia reticular** d'un compost iònic és directament **proporcional a la força amb què s'atrauen els ions** i ve determinada per la llei de Coulomb:

$$F = K\ \frac{q_1\ x\ q_2}{r^2}$$

En aquests dos compostos iònics, NaF i RbCl, les càrregues dels ions són les mateixes; per tant, la **diferència entre les seves energies reticulars vindrà determinada per la distància a la qual estiguin els ions**, és a dir, de la **seva mida**.

⇒ **Radi del catió sodi (Na^+) < radi del catió rubidi (Rb^+)**, perquè un àtom de rubidi té cinc capes amb orbitals ocupats i un àtom de sodi en té tres.

⇒ **Radi de l'anió fluor (F^-) < radi de l'anió clorur (Cl^-)**, perquè un àtom de clor té tres capes amb orbitals ocupats i un àtom de fluor en té dues.

Com que els **ions**, en el cas del NaF, són més petits que en el cas del RbCl, **els ions Na^+ i F^- es troben més a prop** i, per tant, **s'atrauen amb força**. L'**energia reticular** del **fluorur de sodi serà major en valor absolut** que l'**energia reticular del clorur de rubidi**; és a dir, es desprèn més energia quan es forma un mol de cristall iònic en estat gasós a partir dels seus ions en estat gasós:

⇒ **| Energia reticular NaF | > | Energia reticular RbCl |** **[0,30 p.]**

- *No és necessari que escriguin la llei de Coulomb.*

- *Només és necessari que relacionin el radi dels ions amb la distància entre ells. Com més petits són els ions, més a prop es troben i més gran és l'energia reticular en valor absolut. És a dir, més energia es desprèn quan es forma un mol de cristall iònic a partir dels seus ions en estat gasós.*

9. PAU 2023 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 1

Pregunta 1a

Definició d'energia d'ionització

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

Opcional: $A(g) \rightarrow A^+(g) + 1\ e^-$ (E_i^1, *1a energia d'ionització*) > 0

En condicions normals, un àtom mai desprèn energia de forma espontània, per tant, és una magnitud amb **signe positiu**.

[0,25 p]

Configuració electrònica del sodi i de l'ió sodi

- L'àtom de sodi (Na) té 11 electrons:
  Z (Na) = 11 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
- L'ió sodi (Na^+) té 10 electrons:
  Z (Na^+) =10 $1s^2, 2s^2, 2p^6$

0,20 p]

Definició de segona energia d'ionització

La segona energia d'ionització d'un element és l'energia que cal subministrar a **un ió atòmic monopositiu en estat gasós** per arrencar-hi un electró:

Opcional: $A^+(g) \rightarrow A^{2+}(g) + 1\ e^-$ (E_i^2, *2a energia d'ionització*) > 0

En condicions normals, un ió atòmic monopositiu no desprèn mai energia de forma espontània, per tant, és una magnitud amb **signe positiu**.

[0,25 p]

Comparació entre els radis i les energies d'ionització del sodi

L'àtom de Na té 11 protons i 11 electrons ($1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$) i l'ió Na^+ té 11 protons i 10 electrons ($1s^2, 2s^2, 2p^6$).

- El catió $Na^+(g)$ té un excés de càrrega positiva (11 protons) en relació a la càrrega negativa (10 electrons); això fa que el nucli atregui amb més força els electrons situats en un orbital més intern (n=2 en lloc de n=3) i, per tant, el radi del Na^+ és més petit que el del Na.

  ⇒ **radi (Na^+) < radi (Na)**

[0,25 p]

Per a Na tenim dues energies d'ionització:

$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + 1\ e^-$ (E_i^1, primera energia d'ionització)

$Na^+(g) \rightarrow Na^{2+}(g) + 1\ e^-$ (E_i^2, segona energia d'ionització)

- Arrencar l'electró del $Na^+(g)$ és més difícil que del Na(g), ja que l'electró del $Na^+(g)$ és en un orbital més intern (orbital 2p en lloc de 3s), de radi més petit, i, per tant, molt més atret pels protons del nucli. La segona energia d'ionització del sodi 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.

⇒ **segona energia d'ionització Na+ (Ei2) > primera energia d'ionització Na (Ei1)**

[0,30 p]

Pregunta 1b

Longitud d'ona capaç d'ionitzar el sodi gasós

Energia necessària que ha de tenir un fotó per provocar la ionització d'un àtom de Na(g)

$Na\ (g) \rightarrow Na^+(g) + 1\ e^-$ $E_i^1 = 495{,}8\ kJ\ mol^{-1}$

$$E = 495{,}8\ kJ\ mol^{-1} \frac{1000\ J}{1\ kJ} \frac{1\ mol\ Na}{6{,}02\ x\ 10^{23}\ àtoms\ Na} = \mathbf{8{,}236\ x\ 10^{-19}\ J\ àtom^{-1}}$$

[0,20 p]

L'equació de Planck relaciona l'energia de la radiació amb la longitud d'ona

$E = h\ \nu$

$\lambda = c / \nu$

[0,10 p]

si se substitueix λ en l'**equació de Planck**, s'obté:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

$$8{,}236\ x\ 10^{-19}\ J\ àtom^{-1} = \frac{6{,}63\ x\ 10^{-34}\ J\ s \cdot 3{,}0\ x 10^8\ m\ s^{-1}}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{6{,}63\ x\ 10^{-34}\ J\ s \cdot 3{,}0\ x\ 10^8\ m\ s^{-1}}{8{,}236\ x\ 10^{-19}\ J\ àtom^{-1}} = 2{,}415\ x\ 10^{-7}\ m$$

[0,60 p]

⇒ $\lambda = 2{,}415\ x\ 10^{-7}\ m$

Energia per ionitzar 10 g de sodi

$$10\ g\ Na\ \frac{1\ mol\ Na}{23\ g}\ \frac{495{,}8\ kJ}{1\ mol} = 215{,}56\ kJ$$

⇒ **L'energia necessària per ionitzar 10 g de sodi és 215,56 kJ**

[0,35 p]

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: **$1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^1$**

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.

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

Calcular l'energia d'ionització

Dades del diagrama:

- L'energia de l'electró més extern, que es troba a l'orbital 3s, te 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 eV/àtom**

[0,2 p]

Ho transformem a kJ/mol:

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

$\Rightarrow$ **E_i = 495,1 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.

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

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

[0,3 p]

El valor "negatiu" ens indica que és energia despresa (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.

Equació de Planck: $E = h\,\nu$

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

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

[0,2 p]

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

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

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

[0,2 p]

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

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

Color de la radiació

Transformem la longitud d'ona a nm:

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

[0,1 p]

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

[0,25 p]

11. PAU 2022 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 5

Pregunta 5a

Càlcul de λ

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

$E = h\,\nu$ i $\lambda = c / \nu$

[0,10 punts]

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

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

[0,10 punts]

$$3{,}79 \times 10^{-19}\ \text{J} = \frac{6{,}63 \times 10^{-34}\ \text{J s} \cdot 3{,}00 \times 10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{\lambda};$$

$$\lambda = \frac{6{,}63 \times 10^{-34}\ \text{J s} \cdot 3{,}00 \times 10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{3{,}79 \times 10^{-19}\ \text{J}} = 5{,}248 \times 10^{-7}\ \text{m}$$

[0,40 punts]

$\lambda = 5{,}248 \times 10^{-7}$ m (1 nm / 10^{-9} m) = 525 nm

[0,10 punts]

Color de la radiació i element

- La **longitud d'ona** de la radiació emesa es troba dins de la radicació 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).

[0,25 punts]

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.

[0,20 punts]

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

$$\text{Si: } \lambda\downarrow \Rightarrow \ \nu\uparrow \Rightarrow E\uparrow$$

La radiació d'energia més gran correspon al color violat (430-380 nm).

[0,10 punts]

Pregunta 5b

Definició d'energia d'ionització

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

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

[0,20 punts]

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.

[0,20 punts]

- Configuracions electròniques:

  K ($Z = 19$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

  Ca ($Z = 20$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$

- 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:

  $\Rightarrow$ **radi (Ca) < radi (K)**

[0,20 punts]

- L'energia d'ionització (E_i) serà més gran com més petit sigui el radi:

  $\Rightarrow E_i^1$ (Ca) > E_i^1 (K)

[0,10 punts]

Primera i segona energia d'ionització del Ca

- Energies d'ionització del Ca:

$$Ca\ (g) \rightarrow Ca^{+}\ (g)\ + 1\ e^{-}\ (E_i^1\text{, primera energia d'ionització})$$

$$Ca^{+}\ (g) \rightarrow Ca^{2+}\ (g)\ + 1\ e^{-}\ (E_i^2\text{, segona energia d'ionització})$$

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 ($1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$).

[0,20 punts]

- 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.

$$\Rightarrow \textbf{radi } (Ca^+) < \textbf{radi } (Ca)$$

[0,20 punts]

- 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.

$$\Rightarrow \textbf{segona energia d'ionització } (E_i^2) > \textbf{primera energia d'ionització } (E_i^1)$$

[0,15 punts]

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:

$X(g) \rightarrow X^+(g) + 1\ e^-$ (E_{i1}, primera energia d'ionització) **[0,20 p]**

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

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

[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:

$$E_{mínima} = h\ \nu$$

[0,10 p]

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

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

[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]

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

  $\lambda = 2{,}87 \times 10^{-7}$ 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).

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

  [0,25 p]

Pregunta 4.b)

Comparació radi catió K^+ i K

Configuració electrònica del K

Z (K) =19 $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$

[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).

$\Rightarrow$ **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:

$X^+(g) \rightarrow X^{2+}(g) + 1\ e^-$ (E_{i2}, segona energia d'ionització) > 0

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]

$\Rightarrow$ **segona energia d'ionització Ei_2 (K^+) > primera energia d'ionització Ei_1 (K)**

[0,20 p]

13. PAU 2022 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 6

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 v**

[0,20 punts]

$v = c / \lambda$

[0,15 punts]

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

Llum visible (400 – 750 nm):

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

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

[0,40 punts]

Opcional

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

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

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 v**

[0,20 punts]

v = c / λ

[0,15 punts]

E = h c / λ

Energia què necessitem per ionitzar el liti:

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

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

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

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^+: $1s^2$ (té 2 electrons i 3 protons)
Be^+: $1s^2$, $2s^1$ (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.

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

$\Rightarrow$ [$E_{i,segona}$ (Li) – $E_{i,\ primera}$(Li)] >> 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.

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

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

$\Rightarrow$ 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]

14. PAU 2021 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 4

Pregunta 4a

Definicions:

Nombre atòmic

[0,2 p]

Ens indica el nombre de protons que tenim en l'àtom de l'element.

- *Opcional*: *poden especificar que es troben en el nucli de l'àtom.*

Energia d'ionització

[0,4 p]

És l'energia que cal subministrar a un element en estat gasós per arrencar un electró.

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

- *Si no indiquen que l'àtom ha d'estar en estat gasós, es penalitzarà 0,2 p.*

Afinitat electrònica

[0,4 p]

És l'energia associada al procés en el qual un element en estat gasós agafa un electró.

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

- *Si no indiquen que l'àtom ha d'estar en estat gasós, es penalitzarà 0,2 p.*

Electronegativitat

[0,25 p]

Mesura la tendència d'un àtom a atreure els electrons que formen part d'un enllaç.

Pregunta 4b

Escriure les configuracions electròniques

[0,15 p]

Na (Z=11): $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^1$

Mg (Z=12): $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$

K (Z=19): $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$

Assignació dels tres valors d'energia d'ionització

- Comparem primer el radi dels tres elements.

El radi atòmic del K és més gran que els dels altres dos, ja que el K és un element amb l'electró més extern en la capa n=4, mentre que el Na i el Mg tenen l'electró més extern en n=3.

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

$\Rightarrow$ **radi (Mg) < radi (Na) < radi (K)**

[0,3 p]

- *Si la justificació del radi es fa només en base a la posició dels elements a la taula periòdica, es penalitzarà 0,3 p.*
- *És correcte si fan un raonament basat en la càrrega nuclear efectiva.*

- Comparem l'energia d'ionització dels tres elements.

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.

L'energia d'ionització (E_i) serà més gran com petit sigui el radi.

$\Rightarrow$ **E_i (Mg) > E_i (Na) > E_i (K)**

[0,3 p]

Per tant, podem assignar els valors següents:

Energia d'ionització del Mg = 736 kJ/mol (valor més alt)

Energia d'ionització del Na = 497 kJ/mol (el valor entremig)

[0,3 p]

- *Si la justificació del potencial d'ionització es fa només en base a la posició dels elements a la taula periòdica, es penalitzarà 0,2 p.*

Comparar el radi del Na i del Na+

[0,2 p]

L'ió Na^+ un electró menys que el Na.

La seva configuració electrònica és: Na^+ (10 electrons): $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$.

El radi atòmic del Na és més gran que el del Na^+, ja que el Na té l'electró més extern en la capa n=3, mentre que el Na^+ té l'electró més extern en n=2.

⇒ **radi (Na) > radi (Na^+)**

- *És correcte si fan un raonament basat en la càrrega nuclear efectiva.*

15. PAU 2021 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 5

Pregunta 5a

Configuracions electròniques

[0,15 p]

S (Z=16) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

Cl (Z=17) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$

K (Z=19) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

F (Z=9) $1s^2, 2s^2, 2p^5$

- No és necessari que facin les configuracions de tots els quatre elements. Tan sols les que necessitin, en base als raonaments que faran després.

Comparació de la primera energia d'ionització: Cl i S

[0,6 p]

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

$\Rightarrow$ **radi (Cl) < radi (S)**

L'energia d'ionització (Ei) serà més gran com més petit sigui el radi.

$\Rightarrow$**E_{i1} (Cl) > E_{i1} (S)**

- No és correcte si la justificació del radi o l'energia d'ionització es fa només en base a la posició dels elements a la taula periòdica.

Justificar si el quocient rK / rF 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.

⇒ **radi K^+ < radi K**

[0,2p]

- El radi d'un anió (A^-), és superior al de l'àtom (A).

Quan l'àtom de flor (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.

⇒ **radi F^- > radi F**

[0,2 p]

- Comparem:

Tenim: radi K^+ < radi K i radi F^- > radi F

Taula: radi K^+ = radi F^-

⇒ **(radi K / radi F) és superior a 1**

[0,1 p]

Pregunta 5b

Justificar per què el Cl el podem ionitzar si li fem arribar radiació ultraviolada

Dada. Primera energia d'ionització del Cl = 1251 kJ/mol

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

- Primer, cal passar l'energia per mol a energia per àtom (emprant el N_A):

$$1251 \text{ kJ / mol}) \times (1000 \text{ J / kJ}) \times (1 \text{ mol / } 6{,}02 \times 10^{23} \text{ àtom}) = 2{,}0781 \times 10^{-18} \text{ J / àtom}$$

[0,2 p]

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

$$E = h \nu$$

$$\nu = E / h \Rightarrow \nu = 2{,}0781 \times 10^{-18} / 6{,}63 \times 10^{-34}$$

$$\mathbf{\nu = 3{,}1344 \times 10^{15} \ s^{-1}} \quad \mathbf{(ó\ 3{,}1344 \times 10^{15}\ Hz)}$$

[0,3 p]

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

- Calculem la longitud d'ona de la radiació anterior:

$$\lambda = c / \nu$$

$$\Rightarrow \lambda = 3{,}00 \times 10^{8} / 3{,}1344 \times 10^{15}$$

$$\mathbf{\lambda = 9{,}57 \times 10^{-8}\ m}$$

[0,3 p]

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

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

$E = h \nu = h c / \lambda \Rightarrow$ ***λ = h c / E (0,6 punts directament)***

- Tipus de radiació

$$\lambda = 9{,}57 \times 10^{-8} \text{ m} \times (10^{9} \text{ nm / 1 m}) = 95{,}71 \text{ nm}$$

λ = 95,71 nm ⇒ aquesta radiació està l'interval de la radiació UV

[0,2 p]

Què succeeix en el procés excitació del clor (radiació visible)

Quan el clor absorbeix radiació visible, l'electró extern de l'àtom passa d'un nivell d'energia inferior (estat fonamental) a un nivell superior (estat excitat).

[0,25 p]

16. PAU 2020 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 1

Pregunta 1a

Justifiqueu la variació del volum atòmic dels metalls alcalins

Configuracions electròniques dels metalls alcalins que es mostren a la figura:

Li (Z=3): $1s^2, 2s^1$
Na (Z=11): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
K (Z=19): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$
Rb (Z=37): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^1$

[0,4 p]

La variació del volum atòmic d'un àtom és la mateixa que la del radi atòmic: a més radi, més volum.

El Rb té un radi atòmic (o volum atòmic) més gran que el K (i aquest més que el Na, i aquest més que el Li), com es pot visualitzar en el gràfic, ja que tots són elements del grup 1 amb l'electró més extern en el mateix tipus d'orbital (s), però el Rb té aquest electró més extern en una capa més llunyana del nucli (n=5) si ho comparem amb el K (n=4), amb el Na (n=3) o amb el Li (n=2).

[0,85 p]

Pregunta 1b

Energia d'ionització del sodi = 5,14 eV / àtom

<u>Justificar si el K té un valor d'energia d'ionització inferior o superior al del Na</u>

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

$A(g) \rightarrow A^+(g) + 1\ e^-$ (primera energia d'ionització) **[0,25 p]**

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.

En ser el radi atòmic del K més gran que el del Na, costarà menys arrencar l'electró de l'orbital 4s del K que de l'orbital 3s del Na.

$\Rightarrow$ **l'energia d'ionització del K serà inferior a la del sodi**

[0,4 p]

<u>Opcional</u>: $E_{ionització}\ (K) < 5,14\ eV/àtom$

<u>Justificar si el Mg té un valor d'energia d'ionització inferior o superior al del Na</u>

Configuració electrònica del Mg:

Mg(Z=12): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$ **[0,1 p]**

El Mg té l'electró més extern en orbital s i en la capa n=3, igual que el Na. Però en tenir dos electrons a la mateixa capa (n=3), augmenta la càrrega elèctrica negativa i també la força d'atracció d'aquests electrons cap el nucli positiu (llei de Coulomb).

Per tant: <u>el radi atòmic del Mg és més petit que el del Na</u>, costarà més arrencar l'electró de l'orbital 3s del Mg que de l'orbital 3s del Na.

$\Rightarrow$ **l'energia d'ionització del Mg serà superior a la del sodi**

[0,5 p]

<u>Opcional</u>: $E_{ionització}\ (Mg) > 5,14\ eV/àtom$

PREGUNTA 2a

Configuracions electròniques, energia d'ionització i afinitat electrònica

El nombre atòmic Z indica el nombre de protons d'un element. Per a un àtom en el seu estat fonamental, càrrega zero, Z també equival al nombre d'electrons.

Les configuracions electròniques són:

fluor (Z=9, 9 electrons) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
neó (Z=10, 10 electrons) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
sodi (Z=11, 11 electrons) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ **[0,25 p]**

L'energia d'ionització és la quantitat d'energia que un àtom en estat gasós ha d'absorbir perquè es desprengui un electró. En condicions normals, un àtom mai desprèn energia de forma espontània, per tant, és una magnitud amb **signe positiu**:

fluor: l'elevada càrrega nuclear efectiva dels 9 protons del nucli realitza una forta atracció dels electrons. Els electrons de l'orbital atòmic 2p es troben relativament a prop del nucli. Cal aportar molta energia per arrencar un electró de l'orbital atòmic 2p que es troba gairebé ple.

neó: l'àtom té una configuració electrònica molt estable amb els orbitals 2s i 2p plens. A més, l'augment d'un protó al nucli incrementa la càrrega nuclear efectiva. Per tant, comparat amb el fluor, cal aportar encara més energia per arrencar un electró de l'orbital atòmic 2p.

sodi: l'únic electró de l'orbital atòmic 3s es troba més lluny del nucli, que no pas els del 2p. En arrencar un electró, l'ió resultant tindrà la mateixa i molt estable configuració electrònica del neó. Cal aportat poca energia per arrencar un electró de l'orbital atòmic 3p, més llunyà del nucli.

[0,5 p]

L'afinitat electrònica és el canvi d'energia que es produeix quan un àtom en estat gasós capta un electró. En funció de les característiques de l'àtom, en captar un electró es pot guanyar o perdre energia:

fluor: quan l'àtom capta un electró, l'ió resultant és l'anió fluorur amb la mateixa i molt estable configuració electrònica del neó. Per tant, l'energia despresa serà de magnitud gran en valor absolut.

neó: l'àtom només té orbitals atòmics 1s, 2s i 2p, els quals estan totalment plens. Per tant, li costarà molt captar un electró per formar l'anió corresponent.

sodi: l'àtom té un orbital 3s semiplè que pot encabir un electró més. Ara bé, l'anió resultant tindrà un excés de càrregues negatives relativament lluny del nucli, fet que és energèticament desfavorable. Per tant, l'energia aportada serà de magnitud moderada en valor absolut.

[0,5 p]

PREGUNTA 2b

<u>Ió més estable i radi iònic</u>

El ió més estable que es forma d'un àtom elemental depèn de les configuracions electròniques abans i després de captar o perdre un o més electrons:

fluor: l'àtom necessita **captar** un electró per aconseguir la configuració electrònica de gas noble. L'anió **fluorur F^-** té el mateix nombre d'electrons que el neó.

neó: l'àtom és molt estable i li costarà molt formar un ió donada la seva configuració electrònica amb tots els orbitals atòmics plens.

sodi: l'àtom necessita **perdre** un electró per aconseguir la configuració electrònica de gas noble. El **catió Na^+** té el mateix nombre d'electrons que el neó.

[0,65 p]

El radi iònic d'un àtom ionitzat és la distància entre el nucli i l'electró més llunyà. Depèn de la relació entre nombre de protons i electrons. L'ió tindrà un radi menor com major sigui la càrrega nuclear efectiva.

anió fluorur: l'anió té 9 protons i 10 electrons. Hi ha un excés de càrregues negatives que es repelen entre sí.

catió sodi: el catió té 11 protons i 10 electrons. Hi ha un excés de càrregues positives que atrauen més fortament els electrons.

En conseqüència, **el radi iònic del catió sodi és inferior al de l'anió fluorur**.

[0,6 p]

18. PAU 2019 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 4

Pregunta 4a

Justificar quin fotó té més energia (es pot fer de forma qualitativa o quantitativa)

Raonament 1 (qualitatiu)

L'equació de Planck ens diu que l'energia d'un fotó és proporcional a la seva freqüència: $\mathbf{E = h\,\nu}$

La relació entre la freqüència (ν) d'una radiació i la seva longitud d'ona (λ) és:

$$\nu = c / \lambda$$

Per tant: **com més petita és la longitud d'ona d'un fotó, més alta és la seva freqüència i més alta és la seva energia.** **[0,3 p]**

⇒ **El fotó que absorbeix el pigment crisopsina (485 nm) té més energia** que el fotó que absorbeix el pigment porfiropsina (523 nm). **[0,2 p]**

Raonament 2 (quantitatiu)

Partim de l'equació de Planck i de la relació entre la freqüència (ν) d'una radiació i la seva longitud d'ona (λ):

$$E = h\,\nu \qquad \nu = c / \lambda$$ **[0,3 p]**

L'energia dels dos fotons es poden calcular amb l'equació: $\mathbf{E = h\,c / \lambda}$

Energia del fotó que absorbeix el pigment porfiropsina: λ = 523 nm = 523 x 10^{-9} m

E (porfiropsina) = 6,63·10^{-34} x 3,00 x 10^{8} / 523 x 10^{-9} **= 3,8 x 10^{-19} J**

Energia del fotó que absorbeix el pigment crisopsina: λ = 485 nm = 485 x 10^{-9} m

E (crisopsina)= 6,63·10^{-34} x 3,00 x 10^{8} / 485 x 10^{-9} **= 4,1 x 10^{-19} J**

⇒ **El fotó que absorbeix el pigment crisopsina (485 nm) té més energia** que el fotó que absorbeix el pigment porfiropsina (523 nm). **[0,2 p]**

Quin color veuran millor els peixos d'aigües marines profundes **[0,5 p]**

Aquests peixos tenen el pigment crisopsina, que absorbeix quan λ = 485 nm = 485 x 10^{-9} m.

Calculem la freqüència d'aquesta radiació per esbrinar, amb l'ajut de la taula, a quin color correspon aquesta radiació.

$\nu = c / \lambda$ = 3,00 x 10^{8} / 485 x 10^{-9}

ν = 6,19 x 10^{14} s^{-1} (ó 6,19 x 10^{14} Hz)

Taula. Freqüència entre 7,00x10^{14} i 6,00x10^{14}: radiació de color blau

⇒ **Els peixos d'aigües marines profundes veuen millor el color blau**.

Pregunta 4b

Absorció de radiació visible **[0,5 p]**

Quan una molècula absorbeix radiació visible (Vis) es produeixen **canvis d'energia electrònica** de la molècula (canvis d'energia dels electrons externs de la molècula). L'energia d'aquest tipus de radiació és capaç de provocar un salt des del nivell fonamental d'energia electrònica a un nivell excitat.

Absorció de radiació infraroja **[0,5 p]**

Quan una molècula absorbeix radiació infraroja (IR) es produeixen **canvis d'energia vibracional** de la molècula (canvis en la **vibració dels enllaços** de la molècula). L'energia d'aquest tipus de radiació és capaç de provocar un salt des del nivell fonamental d'energia vibracional a un nivell excitat.

19. PAU 2018 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 5

Pregunta 5*a*

A partir de l'equació de Planck, relacionarem l'energia de la radiació amb la freqüència (ν) o la longitud d'ona (λ)

Equació de Planck: $\mathbf{E = h\,\nu}$ **[0,2 p]**

Freqüència $\nu = E / h = 3{,}37\text{x}10^{-19} / 6{,}63\text{x}10^{-34}$

Freqüència = $5{,}083\text{x}10^{14}$ s^{-1} (o Hz) **[0,3 p]**

- *Si no posen unitats (o estan malament) es descomptaran 0,1 p.*

Longitud d'ona: $\lambda = c / \nu$ (o $\lambda = h\,c / E$) **[0,2 p]**

$\lambda = c / \nu = 3{,}00\text{x}10^{8} / 5{,}083\text{x}10^{14}$

Longitud d'ona = $5{,}90\text{x}10^{-7}$ m **[0,3 p]**

- *Si no posen unitats (o estan malament) es descomptaran 0,1 p.*

Pregunta 5*b*

Identificació de la transició electrònica **[0,4 p]**

L'energia de la transició és $3{,}37 \times 10^{-19}$ J. Aquest valor d'energia és la diferència entre dos nivells d'energia (dos orbitals).

A partir de la figura podem concloure que la transició és de l'orbital 2p a l'orbital 1s

(les altres transicions donarien valors d'energia més alts o força més baixos)

Definició d'orbital atòmic **[0,2 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.

Configuració electrònica de l'heli

El nombre atòmic de l'àtom d'heli és: $Z = 2 \Rightarrow$ l'heli té 2 electrons

Configuració electrònica de l'heli abans del salt electrònic

L'heli es troba en estat excitat: $\mathbf{1s^1, 2p^1}$ **[0,2 p]**

Configuració electrònica de l'heli després del salt electrònic:

L'heli es troba en estat fonamental: $\mathbf{1s^2}$ **[0,2 p]**

20. PAU 2018 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 2

Pregunta 2.a)

Tenim la longitud d'ona: $\lambda = 589$ nm

Freqüència de la radiació:

$\nu = c / \lambda$ **[0,2 p]**

Transformem les unitats de la longitud d'ona:
$\lambda = 589 \text{ nm} \times (10^{-9} \text{ m} / 1 \text{ nm}) = 5{,}89 \times 10^{-7}$ m

$\nu = (3{,}00 \times 10^{8}) / (5{,}89 \times 10^{-7})$

$\nu = 5{,}09 \times 10^{14}$ s^{-1} (o Hz) **[0,3 p]**

- *Si no transformen els nm a m es penalitza 0,2 p.*
- *Si no indiquen les unitats de la freqüència (o són errònies) es penalitza 0,2 p.*

Energia de la radiació:

$E = h \nu$ **[0,2 p]**

$E = (6{,}63 \times 10^{-34}) \cdot (5{,}09 \times 10^{14})$

$E = 3{,}37 \times 10^{-19}$ J **[0,3 p]**

- *Cal acceptar el valor de freqüència trobada en l'apartat anterior (encara que sigui erroni).*
- *Si no indiquen les unitats de l'energia (o són errònies) es penalitza 0,2 p.*
- *També es pot calcular a partir de l'equació:* $E = h\, c / \lambda$.

Pregunta 2.b)

Definició de primera energia d'ionització **[0,4 p]**

La primera 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)*

- *Es penalitzarà 0,1 p pel fet de no explicitar que l'àtom ha d'estar en estat gasós.*

Configuració electrònica del sodi **[0,2 p]**

Abans de la descàrrega d'alta energia: àtom de sodi (Na)
Na (Z=11, 11 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

Després de la descàrrega d'alta energia: ió de sodi (Na^+)
Na^+ (10 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6$

Comparació primera i segona energia d'ionització del sodi **[0,4 p]**

La segona energia d'ionització d'un element és l'energia que cal subministrar a un ió atòmic monopositiu (en estat gasós) per arrencar-hi un electró. Així, per al sodi tenim:

$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + 1\ e^-$ E_1 primera energia d'ionització
$Na^+(g) \rightarrow Na^{2+}(g) + 1\ e^-$ E_2 segona energia d'ionització

Arrencar l'electró del $Na^+(g)$ és més difícil que del Na(g), ja que l'electró del $Na^+(g)$ està en un orbital més intern (orbital 2p enlloc de 3s), de radi més petit, i, per tant, molt més atret pels protons del nucli.

⇒ La segona energia d'ionització (E_2) del sodi és més gran que la seva primera energia d'ionització (E_1).

21. PAU 2018 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 7

Pregunta 7a

Concepte d'energia d'ionització **[0,4p]**

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

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

Justificació energia d'ionització entre gas noble i element alcalí següent **[0,6 p]**

En el gràfic s'observa que els gasos nobles, per exemple el He o el Ne, tenen molta més energia d'ionització que l'element alcalí següent (Li o Na).

Els gasos nobles, en l'estructura electrònica, tenen plena la darrera capa: ns^2, np^6; l'element alcalí següent té un electró més que es situa en la següent capa: ns^2, np^6, $(n+1)s^1$

Els gasos nobles, pel 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 alta, comparada amb els altres elements de la taula periòdica.

L'element alcalí següent té el darrer electró en una capa superior més allunyada del nucli; la força d'atracció dels electrons i protons depèn inversament de la distància en que es trobin. En l'element alcalí tenim menys atracció dels protons envers l'electró més extern i, per tant, és més fàcil d'arrencar l'electró i tindrem una energia d'ionització inferior.

Pregunta 7b

Configuració electrònica **[0,2 p]**

Configuracions electròniques dels elements carboni a fluor:

C (Z=6): $1s^2$, $2s^2$, $2p^2$
N (Z=7): $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$
O (Z=8): $1s^2$, $2s^2$, $2p^4$
F (Z=9): $1s^2$, $2s^2$, $2p^5$

Justificació de l'augment d'energia d'ionització en avançar en el segon període **[0,5 p]**

La energia d'ionització augmenta quan avancem en aquest segons període (passem del C al F), i això vol dir que cal donar més energia per arrencar l'electró que sempre es troba en l'orbital 2p.

Els elements del segon període tenen els electrons més externs sempre en la capa 2, però en avançar en el període tenim més protons i electrons, i **aquest augment de càrrega elèctrica fa que augmenti l'atracció elèctrica entre ells i disminueixi el radi; això provoca que costi més arrencar l'electró i augmenti l'energia d'ionització**.

Justificació de la disminució d'energia d'ionització en passar del N a l'O **[0,3 p]**

El nitrogen té els 3 electrons més externs en els 3 orbitals 2p, totalment desparellats:

N: ... $2p_x^1$, $2p_y^1$, $2p_z^1$

L'oxigen té els 4 electrons més externs en els 3 orbitals 2p; dos electrons estan aparellats i els altres dos no:

N: ... $2p_x^2$, $2p_y^1$, $2p_z^1$

La força de repulsió entre aquest dos electrons aparellats fa que el radi de l'oxigen sigui una mica superior al radi del nitrogen; l'atracció elèctrica entre protons i electrons en l'oxigen disminueix, i això provoca que costi menys arrencar l'electró i disminueixi l'energia d'ionització.

22. PAU 2017 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5

Pregunta 5.a)

Energia d'enllaç C-Br = 276 kJ/mol

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

(276 kJ / mol) x (1000 J / kJ) x (1 mol enllaç / 6,02 · 10^{23} enllaç) = 4,585x10^{-19} J / enllaç

[0,2 p]

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

$E = h \nu$ **[0,2 p]**

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

Freqüència: $\nu = 6{,}92 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$ (ó $6{,}92 \cdot 10^{14}$ Hz) **[0,2 p]**

Càlcul de la longitud d'ona:

$\lambda = c / \nu$ **[0,2 p]**

$\Rightarrow \lambda = 3{,}00 \times 10^{8} / 6{,}92 \times 10^{14}$

Longitud d'ona: $\lambda = 4{,}34 \times 10^{-7}$ m **[0,2 p]**

Pregunta 5.b)

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.

[0,4 p]

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

Configuració electrònica del brom:

$1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^5$ **[0,2 p]**

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

Els seus nombres quàntics són:

n= 4
l= 1
m= -1, 0, o **+1** (qualsevol d'ells)
s= 1/2 o **-1/2** (qualsevol d'ells)

23. PAU 2017 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 7

Pregunta 7

a) 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.

(0,2 punts)

Per tant ens informa de com està lligat l'electró a l'àtom. Aquest lligam està relacionat amb l'estructura electrònica:

Liti (Z = 3): $1s^2\ 2s^1$
Beril·li (Z = 4): $1s^2\ 2s^2$
Bor (Z = 5): $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ (0,2 punts)

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 kJ/mol) > Li (520,2 kJ/mol).

(0,3 punts)

En el bor (n = 2) l'electró 2p esta 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 kJ/mol). (0,3 punts)

b) La freqüència i la longitud de ona 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:
$(520{,}3 \times 10^3\ \text{J/mol})\ (1\ \text{mol} / 6{,}023 \times 10^{23}\ \text{àtoms}) = 8{,}638552217 \times 10^{-19}\ \text{J/àtom}$

(0,3 punts)

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

$\nu_{min} = 1{,}30 \times 10^{15}\ \text{Hz}$ (ó s^{-1}) (0,4 punts)

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

$\lambda_{màx} = 2{,}30 \times 10^{-7}\ \text{m}$ (0,3 punts)

24. PAU 2016 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 3

3. TRANSICIÓ ELECTRÒNICA / RADIS ATÒMICS

a) $\Delta E = h \cdot \upsilon = h \cdot c / \lambda \Rightarrow \lambda = h\,c / \Delta E = (6{,}63 \times 10^{-34})\,(3 \times 10^{8}) / (2{,}96 \times 10^{-19})$ m $(1\ A / 10^{-10}\ m) = 6719{,}59$ Å $\lambda = 6720$ Å (0,75 punts)

Aquesta longitud d'ona correspon al color vermell de l'espectre electromagnètic. Per tant, es tracta del liti (Li). (0,25 punts)

b) Les configuracions electròniques dels tres elements són:

Li (Z = 3): $1s^2\ 2s^1$ (0,1 punts)
Na (Z = 11): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ (0,2 punts)
K (Z = 19): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ (0,2 punts)

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: Li < Na < K (0,5 punts)

25. PAU 2015 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 3

Pregunta 3a

Si fem les configuracions electròniques dels dos elements:

Be: $1s^2, 2s^2$

Sr: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2$ **[0,2 p]**

L'estronci (Sr) té un radi atòmic més gran que el beril·li (Be), com es pot visualitzar en el gràfic, ja que són dos elements del grup 2 amb l'electró més extern en el mateix tipus d'orbital (s), però l'estronci té aquest electró més extern en una capa més llunyana del nucli (n=5) que el beril·li (n=2). **[0,2 p]**

- *Si la justificació del radi es fa només sobre la base de la posició dels elements Be i Sr a la taula periòdica, es penalitzarà 0,1 p (sobre 0,2 p).*

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

$A(g) \rightarrow A^+(g) + 1\ e^-$ (primera energia d'ionització) **[0,2 p]**

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.

- *Es correcte, també, comentar l'efecte de l'apantallament (càrrega nuclear efectiva).*

En ser el radi atòmic del beril·li més petit que el de l'estronci, costarà més arrencar un electró de l'orbital 2s (beril·li) que de l'orbital 5s de l'estronci. Per tant**, el potencial d'ionització del beril·li serà més gran que el de l'estronci.** **[0,4 p]**

- *Si la justificació del potencial d'ionització es fa només sobre la base de la posició dels elements Be i Sr a la taula periòdica, es penalitzarà 0,2 p (sobre 0,4 p).*

Pregunta 3b

Si fem el recompte de protons i electrons (obligatori) i les configuracions electròniques (opcional) del K i el seu catió K^+, tenim:

K (19 protons, 19 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$
K^+ (19 protons, 18 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

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).

[0,1 p]

Els electrons que queden estan més propers al nucli i per tant més atrets (llei de Coulomb). És per això que:

radi K^+ < radi K **[0,4 p]**

- *Si indiquen, sense cap altre raonament, que els cations d'un element tenen sempre el radi més petit que els àtoms de l'element neutre, es puntuarà 0,1 p (sobre 0,4 p) en aquest apartat.*

Si fem el recompte de protons i electrons (obligatori) i les configuracions electròniques (opcional) del Cl i el seu anió Cl^-:

Cl (17 protons, 17 electrons) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$

Cl^- (17 protons, 18 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

Quan l'àtom de clor (Cl) agafa un electró es forma l'ió negatiu (Cl^-) amb igual nombre de protons (17) però un electró més (18).

[0,1 p]

En aquest anió la càrrega nuclear és constant, però la càrrega nuclear efectiva és més petita a causa de l'electró addicional. Per tant, la força d'atracció del nucli sobre els electrons és menor i les repulsions entre ells augmenten (llei de Coulomb). Això fa que els electrons se separin i la mida en l'ió Cl^- augmenti:

radi Cl^- > radi Cl **[0,4 p]**

- *Si indiquen, sense cap altre raonament, que els anions d'un element tenen sempre el radi més gran que els àtoms de l'element neutre, es puntuarà 0,1 p (sobre 0,4 p) en aquest apartat.*

26. PAU 2015 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 3

Pregunta 3a

Procés: $Xe(g) \rightarrow Xe^{+}(g) + 1\ e^{-}$

Radiació per arrancar un electró de l'àtom de Xe: $\lambda = 1{,}020 \times 10^{-6}$ m

Càlcul de la freqüència de la radiació:

$\nu = c / \lambda$ **[0,1 p]**

$\nu = 3{,}0 \times 10^{8} / 1{,}020 \times 10^{-6}$

$\Rightarrow$ **$\nu = 2{,}94 \times 10^{14}\ s^{-1}$** (ó $2{,}94 \times 10^{14}$ Hz) **[0,2 p]**

La primers energia d'ionització d'un àtom és l'energia per arrencar un electró a l'àtom en estat gasós.

Equació de Planck: $E = h\,\nu$ on ν és la freqüència **[0,1 p]**

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

$E = 1{,}949 \times 10^{-19}$ J / àtom Xe **[0,2 p]**

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

$(1{,}949 \times 10^{-19}$ J / àtom Xe) x (1 kJ / 1000 J) x ($6{,}02 \cdot 10^{23}$ àtom Xe / 1 mol Xe) =
= 117,3 kJ / mol Xe

$\Rightarrow$ **Primera energia d'ionització del Xe = 117,3 kJ / mol** **[0,4 p]**

Pregunta 3b

Dades: Z (Cs) = 55
Z (Xe) = 54

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

[0,2 p]

Comparació dels radis

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 xenó (Xe)

Radi (Cs) > radi (Xe) **[0,4 p]**

- *Si la justificació del radi es fa només en base a la posició dels elements Cs i Xe a la taula periòdica, es penalitzarà 0,2 p (sobre 0,4 p)*

- *Si no fan cap justificació, o és totalment incorrecte, es penalitzen 0,4 p.*

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 (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.
$\Rightarrow$ Per tant**, la energia d'ionització del xenó serà més gran que la del cesi.**

Energia ionització (Xe) > Energia ionització (Cs)

[0,4 p]

- *Si la justificació de la energia d'ionització es fa només en base a la posició dels elements Cs i Xe a la taula periòdic es penalitzarà 0,2 p (sobre 0,4 p)*

27. PAU 2014 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 7

Pregunta 7

a) Reacció: $O_2 \rightarrow 2\ O \quad \Delta H = 495\ kJ \cdot mol^{-1}$

Per calcular l'energia de la radiació electromagnètica: cal passar l'entalpia molar d'aquesta reacció a entalpia per molècula. Es pot expressar-ho en J ó en kJ:
(495 kJ / mol) x (1000 J / kJ) x (1 mol / 6,02 · 10^{23} molècula) = $8{,}22 \cdot 10^{-19}$ J / molècula

Energia = $8{,}22 \cdot 10^{-19}$ J (ó $8{,}22 \cdot 10^{-22}$ kJ) **[0,3 p]**

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

$E = h\,\nu$ on ν és la freqüència **[0,2 p]**

$\nu = E / h \Rightarrow \nu = 8{,}22 \cdot 10^{-19} / 6{,}63 \cdot 10^{-34}$

Freqüència: $\nu = 1{,}24 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$ (ó $1{,}24 \cdot 10^{15}$ Hz) **[0,2 p]**

- *Si no posen unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p.*

La freqüència trobada ($1{,}24 \cdot 10^{15}$ Hz) està fora de l'interval de la radiació infraroja (entre $4 \cdot 10^{14}$ i $3 \cdot 10^{11}$ Hz).

$\nu = 1{,}24 \cdot 10^{15} = 12{,}4 \cdot 10^{14} \Rightarrow 12{,}4 \cdot 10^{14} > 4 \cdot 10^{14}$

⇒ La radiació infraroja no podrà provocar el trencament de la molècula d'oxigen. **[0,3 p]**

Opcionalment: la radiació que es necessita per trancar la molècula d'oxigen està dins la zona de l'UV-Vis.

Pregunta 7

b) 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. **[0,4 p]**

El nombre atòmic de l'àtom d'oxigen és: Z= 8 $\Rightarrow$ l'oxigen té 8 electrons

Configuració electrònica de l'oxigen: $1s^2$, $2s^2$, $2p^4$ **[0,2 p]**

L'electró més intern de l'àtom d'oxigen es troba en l'orbital 1s.
Els seus nombre quàntics són:

n= 1
l= 0
m=0
s= 1/2 ó -1/2

[0,1 p per cada nombre quàntic. Total: 0,4 p]

Pregunta 2

a) Si fem el recompte de protons i electrons dels tres elements i les seves configuracions electròniques tenim:

Na (11 protons i 11 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
Mg (12 protons i 12 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2,$
S (16 protons i 16 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

[0,2 p]

El sofre (S) té un radi atòmic més petit que el magnesi (Mg), i aquest més petit que el sodi (Na), segons les dades de la taula. Tot i que els tres elements tenen l'electró més extern en la mateixa capa (n=3), el sofre té més protons i electrons que el magnesi i això provoca que l'atracció de les càrregues positives (nucli) amb les negatives (electrons) sigui més gran en el sofre i el radi sigui, per tant, més petit.

En comparar el magnesi i el sodi, ens trobem (fent el mateix raonament) que el magnesi té més protons i electrons que el sodi, el que fa l'atracció de les càrregues positives (nucli) amb les negatives (electrons) sigui més gran en el magnesi i el radi sigui més petit. **[0,3 p]**

L'energia d'ionització és l'energia que cal subministrar a un element en estat gasós per arrencar un electró: **[0,1 p]**

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. **[0,2 p]**

En ser el radi atòmic del sofre més petit que el del magnesi, i aquest més petit que el del sodi, costarà més arrencar l'electró més extern del sofre que del magnesi, i aquest més que del sodi. Per tant**, el potencial d'ionització del sofre serà més gran que el del magnesi, i aquest més gran que el del sodi** **[0,2 p]**

Pregunta 2

b) La segona energia d'ionització d'un element es l'energia que cal subministrar a un ió atòmic monopositiu (en estat gasós) per arrencar-hi un electró. Així, pel magnesi tenim:

$Mg(g) \rightarrow Mg^{+}(g) + 1\ e^{-}$ (primera energia d'ionització)

$Mg^{+}(g) \rightarrow Mg^{2+}(g) + 1\ e^{-}$ (segona energia d'ionització)

[0,2 p]

Si fem el recompte de protons i electrons (obligatori) i les configuracions electròniques (opcional) del Mg i el seu catió Mg^{+}, tenim:

Mg (12 protons, 12 electrons) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$

Mg^{+} (12 protons, 11 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

El catió Mg^{+} té un excés de càrrega positiva (protons) en relació a la càrrega negativa (electrons); això fa que el nucli atreu amb més força els electrons i, per tant, el radi del Mg^{+} és més petit que el del Mg.

radi Mg^{+} < radi Mg

Per tant, la segona energia d'ionització del magnesi és més gran que la seva primera energia d'ionització, perquè com més petit és el radi més costa arrancar un electró i més energia cal donar-li

Segona energia d'ionització del Mg > 743 kJ mol^{-1} **[0,4 p]**

Si fem el recompte de protons i electrons (obligatori) i les configuracions electròniques (opcional) del S i el seu anió S^{2-}:

S (16 protons, 16 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^4$

S^{2-} (16 protons, 18 electrons): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

Quan el sofre (S) agafa dos electrons es forma l'anió sulfur (S^{2-}). La càrrega nuclear es manté constant, però la càrrega nuclear efectiva és menor degut als electrons addicionals. La força d'atracció sobre els electrons és menor i les repulsions entre ells augmenten; això fa que els electrons es separin i el radi augmenti.

radi S^{2-} > radi S **[0,4 p]**

29. PAU 2012 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 6

Pregunta 6

a) 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.

[0,5 p]

L'àtom de potassi té nombre atòmic: Z = 19 $\Rightarrow$ té 19 electrons

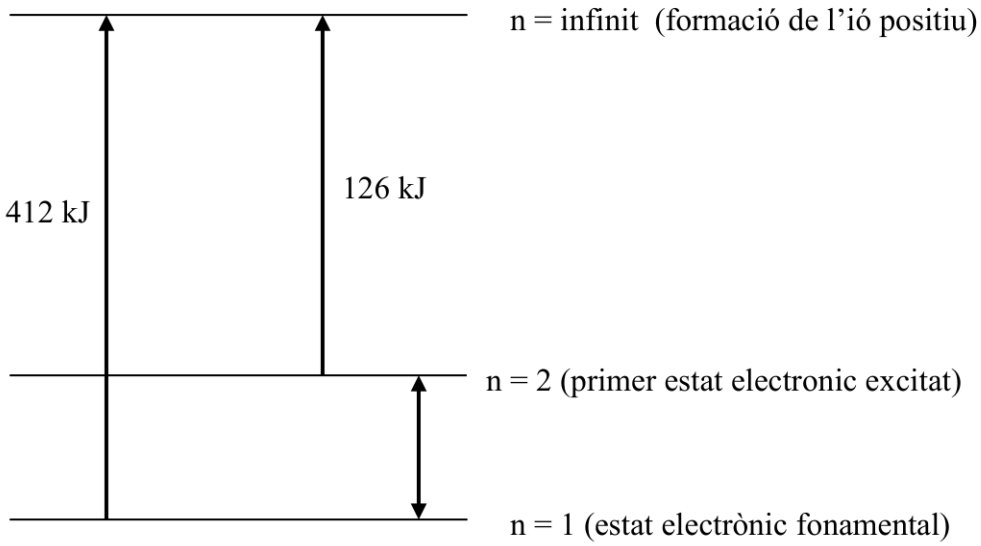
Configuració electrònica del K: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$ **[0,3 p]**

Quan un àtom de potassi perd un electró es transforma en l'ió de potassi amb una càrrega positiva. En el seu estat fonamental perd l'electró de menys energia (orbital 4s)

Configuració electrònica del K^+: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$ **[0,2 p]**

b) Primer cal calcular la diferència d'energia entre l'estat fonamental i el primer estat electrònic excitat. Aquesta energia coincideix amb la diferència d'energia necessària entre arrancar un electró del seu estat fonamental i arrancar-lo del seu primer estat electrònic excitat:

Dibuix (opcional):



Diferencia d'energia entre l'estat electrònic fonamental i el primer estat electrònic excitat:

$E = 412 - 126 = 286 \text{ kJ mol}^{-1}$ **[0,3 p]**

Cal passar l'energia per mol d'aquest procés a energia per àtom, i expressar-ho en J:

$E = (286 \text{ kJ / mol}) \times (1000 \text{ J / 1 kJ}) \times (1 \text{ mol / } 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ àtom}) =$ **$4{,}75 \cdot 10^{-19}$ J / àtom**

[0,3p]

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

$E = h \nu \qquad E = h c / \lambda$ **[0,2 p]**

$\lambda = h c / E \qquad$ (ó $\lambda = c / \nu$)

$\lambda = [(6{,}63 \cdot 10^{-34}) \cdot (3 \cdot 10^{8})] / (4{,}75 \cdot 10^{-19})$

Longitud d'ona: $\lambda = 4{,}2 \cdot 10^{-7}$ m **[0,2 p]**

30. PAU 2011 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 4

Pregunta 4

a) Tenim les següents configuracions electròniques:

Element X $1s^2, 2s^2, 2p^2$ Nombre atòmic Z = 6 (6 electrons i 6 protons)

Element Y $1s^2, 2s^2, 2p^4$ Nombre atòmic Z = 8 (8 electrons i 8 protons)

L'àtom de l'element X té dos protons i dos electrons menys que l'àtom de l'element Y. **[0,2 p]**

El radi atòmic de l'element X és més gran que el de l'element Y, ja els dos tenen l'electró més extern en la capa 2, però en l'àtom X la força d'atracció entre protons i electrons és més petita en tenir dos protons i dos electrons menys (llei de Coulomb).

Radi àtom de l'element X > Radi àtom de l'element Y **[0,3 p]**

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

$A(g) \rightarrow A^+(g) + 1\ e^-$ (primera energia d'ionització) **[0,2p]**

Costarà més arrencar un electró de l'orbital 2p en l'àtom Y que en l'àtom X, ja que en ser més petit el radi de l'àtom Y, l'electró més extern està més atret pel nucli (protons). L'energia d'ionització de l'element Y és més gran que la de l'element X.

Energia ionització element Y > Energia d'ionització element X

Element Y energia d'ionització = 1310 kJ · mol^{-1}
Element X energia d'ionització = 1090 kJ · mol^{-1}

[0,3 p]

Pregunta 4

b) A partir de l'equació de Planck relacionarem l'energia de la radiació amb la freqüència (ν) o la longitud d'ona (λ).

$E = h \nu$ ó $E = h c / \lambda$ **[0,2 p]**

Transformem l'energia d'ionització de kJ / mol a J / àtom:

1310 kJ / mol x (1000 J / 1 kJ) x (1 mol / $6{,}02 \cdot 10^{23}$ àtoms) = $2{,}176 \times 10^{-18}$ J / àtom **[0,3 p]**

Calculem la freqüència i/o la longitud d'ona de la radiació:
(es suficient calcular una única magnitud)

$\nu = E / h = 2{,}176 \cdot 10^{-18} / 6{,}63 \cdot 10^{-34} = 3{,}28 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$ (ó Hz)

$\lambda = h c / E = 6{,}63 \cdot 10^{-34} \times 3{,}00 \cdot 10^{8} / 2{,}176 \cdot 10^{-18} = 9{,}14 \cdot 10^{-8}$ m **[0,3 p]**

A partir de la figura, si comparem el valor trobat de freqüència o longitud d'ona arribem a la conclusió que **necessitem una radiació ultraviolada per ionitzar l'element amb energia d'ionització de 1310 $kJmol^{-1}$.** **[0,2 p]**

31. PAU 2011 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5

Pregunta 5

a) La diferència entre l'energia d'ionització i la afinitat electrònica és que en el primer cas es tracta de l'energia del procés **d'arrencar un electró** a un àtom gasós, i en els segon cas es tracta de l'energia del procés de **captar un electró** per part d'un àtom en estat gasós.

(opcional)

Energia d'ionització d'un element A:

$A(g) \rightarrow A^+(g) + 1\ e^-$ ΔH_1 = energia d'ionització

Afinitat electrònica d'un element A:

$A(g) + 1\ e^- \rightarrow A^-(g)$ ΔH_2 = afinitat electrònica **[0,5 p]**

La diferència entre l'energia reticular i l'entalpia de formació és que en el primer cas es tracta de l'energia del procés per formar el compost **a partir dels seus ions en estat gasós** i en el segon cas es tracta de l'energia per formar el compost **a partir dels seus elements en la seva forma més estable** en les condicions fixades.

(opcional)

Energia reticular d'un compost iònic AB:

$A^+(g) + B^-(g) \rightarrow AB(s)$ ΔH_3 = energia reticular

Entalpia de formació d'un compost iònic AB:

$A + B \rightarrow AB(s)$ ΔH_4 = entalpia de formació **[0,5 p]**

Pregunta 5

b) Formulació: KBr **[– 0,5 p si no formulen bé]**

Per justificar els valors de l'energia reticular del KBr i del NaCl, cal tenir en compte que l'energia reticular dóna una idea de la força d'atracció entre els ions del compost iònic. Aquesta atracció depèn, segons el model electrostàtic del sòlid iònic (llei de Coulomb), de la càrrega dels ions i de la distància que els separa: $F = k\ (q_1 \cdot q_2) / r^2$.
Com més alta sigui la càrrega dels ions i més petita la distància entre ells (ions més petits), hi haurà més atracció. **[0,3 p]**

En el cas del KBr i del NaCl les càrregues són les mateixes. En quant a la mida, el catió K^+ és més gran que el catió Na^+, i l'anió Br^- és més gran que l'ió Cl^- (es pot deduir de la configuració electrònica dels àtoms). Això fa que l'atracció entre els ions K^+ i Br^- sigui més petita que en els ions Na^+ i Cl^-; l'energia alliberada en la formació d'un mol del compost iònic KBr serà més petita (en valor absolut) que en el compost iònic NaCl.
Per tant, si tenim en comte el signe negatiu, el valor de l'energia reticular del KBr serà més gran que la del NaCl:
Energia reticular KBr > –787 kJ ó |Energia reticular KBr| < 787 kJ
[0,7 p]

32. PAU 2010 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 3

Pregunta 3

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

$A(g) \rightarrow A^+(g) + 1\ e^-$ (primera energia d'ionització) **[0,4p]**

- *Si no indiquen que l'element està en estat gasós:* **[0.2 p]**

Els elements situats als pics de la figura tenen la següent configuració electrònica:

Z=10 $1s^2, 2s^2, 2p^6$
Z=18 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$
Z=36 $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 3p^6$ **[0,2 p]**

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 alta, comparada amb els altres elements de la taula periòdica. **[0,4 p]**

b) **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 un electró. **[0,1 p]**

Si fem les configuracions electròniques dels dos elements:
Na: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$
Mg: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$
Observem que els dos elements tenen l'electró més extern (electró a arrencar) en l'orbital 3s. **[0,2 p]**

<u>Raonament 1</u>
En ser el radi atòmic del magnesi 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, el que fa disminuir el radi), costarà més arrencar un electró de l'orbital 3s en el magnesi que no en el sodi. **[0,7 p]**

Es correcte si raonen que el radi atòmic del magnesi és més petit que el del sodi pel fet de trobar-se més a la dreta en un període de la taula periòdica.

<u>Raonament 2</u>
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 arrencar l'electró al magnesi que al sodi ja que el magnesi té una configuració electrònica més estable.** **[0,7 p]**

33. PAU 2010 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 6

Pregunta 6

a) La configuració electrònica dels elements del segon període és:

Z=3 $1s^2, 2s^1$ Z=4 $1s^2, 2s^2$
Z=5 $1s^2, 2s^2, 2p^1$ Z=6 $1s^2, 2s^2, 2p^2$
Z=7 $1s^2, 2s^2, 2p^3$ Z=8 $1s^2, 2s^2, 2p^4$
Z=9 $1s^2, 2s^2, 2p^5$

[0,2 p]

Tots ells tenen els **electrons més externs a la capa 2** (orbital 2s o 2p). **[0,2 p]**

La **càrrega nuclear augmenta en passar de Z=3 a Z=9** (cada vegada hi ha un protó més i un electró més), i això provoca una contracció del núvol electrònic.
[0,4 p]

Per tant **en el període disminueix el radi atòmic en passar de Z=3 a Z=9** com es veu a la figura. **[0,2 p]**

b) La configuració electrònica del liti i del potassi és:

Li (Z=3): $1s^2, 2s^1$
K (Z=19): $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3s^1$ **[0,2 p]**

Els dos elements estan situats en un mateix grup a la taula periòdica. Tenen **l'electró més extern en l'orbital s, però el liti a la capa 2 i el potassi a la capa 3.** Com més gran sigui la capa, el radi atòmic és més alt.
[0,6 p]

Per tant, com es veu en la figura**, el radi del potassi és més gran que la del liti**.
[0,2 p]

34. PAU 2009 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 2

Exercici 2

2.1 Geometria del CCl_4

A partir del mètode de la repulsió dels parells electrònics de la capa de València, s'estableix que a la molècula de CCl_4 li correspon una geometria tetraèdrica i, atès que els quatre enllaços són idèntics, la molècula serà apolar. [0,6 punts]
Valor aproximat dels angles d'enllaç = 109º [0,4 punts]

2.2 Comparació de distàncies d'enllaç

Atès que el fluor es troba en el segon període (n=2), aquest element presentarà un radi atòmic (i també un radi covalent) més petit que el Cl (tercer període, n=3). D'aquesta manera, l'enllaç C-Cl tindrà una longitud mes gran que l'enllaç C-F.

[0,5 punts]

2.3 Comparació d'estat físic (temperatura de fusió)

El Br (n=4) es troba en el quart període mentre que el Cl (n = 3) es troba en el tercer. Per aquesta raó, els enllaços C-Br del bromoform seran més llargs que els enllaços C-Cl del cloroform. En ser més llargs, les energies d'interacció dipol-dipol seran més elevades en el cas del Br_3HC, cosa que justificarà que aquest compost presenti una temperatura de fusió més alta que el Cl_3HC.

[0,5 punts]

Igualment, es considerarà correcte el següent argument: quan la geometria de les molècules és semblant i els enllaços intermoleculars que entre elles s'estableixen són del tipus d'interacció dipol – dipol, com més gran és la massa molecular (o grandària molecular) de la substància, major es la interacció i més alta serà la temperatura de fusió de la substància.

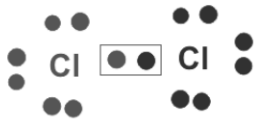
35. PAU 2009 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció A)

Exercici 5A

5.1 Justificació de les molècules diatòmiques del clor

Opció 1- (justificació energètica o mecànic-quàntica): L'energia del sistema constituït per dos àtoms de Cl a distàncies pròximes a la d'enllaç presenta una energia menor (major estabilitat) que la corresponent a dos àtoms de Cl totalment separats.

Opció 2- (justificació segons els criteris i les estructures de Lewis): A la configuració electrònica del clor li falta un electró per assolir la del gas noble (situació estable). Per això, dos àtoms de clor es combinen entre ells, formant un enllaç covalent (compartició del parell d'electrons de l'enllaç) amb la qual cosa cada àtom s'envolta de vuit electrons.



[0,6 punt]

5.2 Comparació entre volum atòmic i volum iònic

El clor té 17 electrons i 17 protons, mentre que l'ió clorur, també amb 17 protons, acull 18 electrons. Resulta clar que els 18 electrons de l'ió clorur estaran menys atrets pel nucli que no pas els 17 electrons de l'àtom neutre i per aquesta raó l'ió tindrà un radi més gran.

[0,6 punt]

5.3 Comparació entre energies d'enllaç

El radi atòmic, i també covalent, del F (n=2) és més petit que no pas el del Cl (n=3). D'aquesta manera, la longitud de l'enllaç C-Cl serà més gran que no pas la de l'enllaç C-F.

[0,8 punt]

OPCIÓ B

36. PAU 2008 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 2

2.1 Carboni diamant - iode:

En el carboni diamant, tots els enllaços que constitueixen el sòlid són covalents i, atès que presenten una elevada energia d'enllaç, la temperatura de fusió del diamant serà elevada.

[0,5 punts]

En el iode també hi ha enllaços covalents, per bé que aquests s'estableixen entre dos àtoms de l'element donant lloc a molècules diatòmiques. Aquestes molècules, s'agreguen mitjançant enllaços febles, del tipus dipol temporal-dipol temporal (van der Waals), originant el iode sòlid.
Atès que els enllaços intermoleculars són molt menys intensos que els covalents, el iode sòlid passa fàcilment a gas (sublimació) a pressions ordinàries i temperatures prou baixes.

[0,5 punts]

2.2 Conductivitat elèctrica del carboni diamant vs. l'estany:

En el carboni diamant, tots els enllaços que constitueixen el sòlid són covalents i, per aquesta raó, els electrons de la capa de valència ocupen posicions d'enllaç i originen una geometria ben definida, en la què els electrons no tenen capacitat de lliure moviment al llarg de l'estructura del sòlid.

[0,25 punts]

L'estany és un element força més electropositiu que el C. Atès el seu caràcter metàl·lic, l'estany sòlid adopta l'estructura pròpia dels cristalls metàl·lics, on els àtoms cedeixen electrons de valència al conjunt. Els electrons cedits, en no quedar restringits a unes direccions d'enllaç ben definides, gaudeixen de llibertat per moure's al llarg del cristall, cosa que fa que el sòlid metàl·lic esdevingui conductor del corrent elèctric.

[0,25 punts]

2.3 Comparació de radis atòmics:

El iode té una configuració electrònica [Kr] $4d^{10}\ 5s^2 5p^5$ i la de l'estany és [Kr] $4d^{10}\ 5s^2 5p^2$. Per als elements d'un mateix període, el radi atòmic va disminuint a mesura que augmenta el nombre atòmic. Això es degut a que a mesura que augmenta "n", l'efecte de pantalla dels electrons sobre la càrrega positiva del nucli no augmenta de manera proporcional i la càrrega nuclear efectiva (Z_{efect}) va sent cada cop més gran (major atracció dels electrons de l'escorça atòmica → menor radi atòmic). Així, doncs, el iode presentarà un radi atòmic inferior al del Sn.

[0,5 punts]

37. PAU 2008 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció A)

5.1 Comparació de radis atòmics

L'oxigen i el fluor, per la seva configuració electrònica (n=2), es troben en el segon període de la taula periòdica, mentre que el sodi és el primer element del tercer període (n=3). Atès que n condiciona enormement el valor del radi atòmic, cal concloure que l'element amb un radi atòmic més gran serà el sodi.

[0,5 punts]

5.2 Comparació entre el radi iònic del fluor i el seu radi atòmic

El fluor té 9 electrons i 9 protons mentre que l'ió fluorur, també amb nou protons, acull 10 electrons. Resulta evident que els 10 electrons de l'ió fluorur estaran menys atrets pel nucli que no pas els 9 electrons de l'àtom neutre i per aquesta raó l'ió fluorur tindrà un radi més gran.

[0,5 punts]

5.3 Tipus d'enllaç en el OF_2. Geometria, angle d'enllaç i polaritat d'aquesta molècula

El fluor (l'element més electronegatiu) i l'oxigen (el tercer element més electronegatiu) presenten una electronegativitat propera. En base a l'elevat caràcter electronegatiu d'aquests elements, cal preveure que el OF_2 sigui una molècula en la què els àtoms estaran enllaçats mitjançant enllaços covalents.

[0,5 punts]

Considerant el mètode de la repulsió dels parells electrònics de la capa de valència, resulta que la geometria del OF_2 és semblant a la de l'aigua: és dir, una molècula angular amb un angle d'enllaç proper a 105º (valor de angle interior del tetraedre).

[0,3 punts]

Atesa aquesta geometria i la seva semblança amb la de la molècula d'aigua, cal esperar que la molècula de OF_2 sigui polar.

[0,2 punts]

38. PAU 2008 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció B)

5.1 Resposta correcta: b
5.2 Resposta correcta: b
5.3 Resposta correcta: a
5.4 Resposta correcta: b

39. PAU 2008 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 5 (Opció A)

5.1 Situació en la taula periòdica i comparació de energies d'ionització

L'element A pertany al grup dels halògens (o grup 17) i atès que es troba en el tercer període serà el Cl.
L'element C pertany al grup dels metalls alcalins (o grup 1) i atès que es trobarà en el quart grup, serà el K.

[0,2 punts]

No serà necessari que l'alumne indiqui que es tracta del Cl i el K.

L'element C (K) presentarà una energia d'ionització molt més petita que l'element A (Cl), atès que perdent l'únic electró de la seva capa de valència ja pren la configuració electrònica del gas noble (Ar).
L'element A, amb 7 electrons en la seva capa de valència serà, doncs, el que presentarà una energia d'ionització més gran.

[0,3 punts]

5.2 Ubicació en el corresponent període i comparació de radis atòmics

L'element A es trobarà en el tercer període.
L'element C es trobarà en el quart període.

[0,2 punts]

El radi atòmic augmenta a mesura que augmenta "n" (o el període és superior). D'aquesta manera l'element C presentarà un radi atòmic més gran que l'element A.

[0,3 punts]

5.3 Estats d'oxidació més probables i tipus d'enllaç format quan A i C reaccionin entre sí

L'element A presentarà un comportament electronegatiu amb un estat d'oxidació –1.
L'element C presentarà un comportament electropositiu amb un estat d'oxidació +1.

[0,2 punts]

Quan A i C reaccionin entre sí, formaran un compost iònic (enllaç iònic)

[0,3 punts]

5.4 Tipus d'enllaç present en els òxids d'aquests elements

L'element A originarà un òxid covalent (A té una electronegativitat semblant a la de l'oxigen)

[0,25 punts]

L'element C originarà un òxid iònic (C té una electronegativitat molt diferent a la de l'oxigen)

[0,25 punts]

40. PAU 2008 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 5 (Opció B)

5.1 Resposta correcta: a
5.2 Resposta correcta: a
5.3 Resposta correcta: c
5.4 Resposta correcta: a

41. PAU 2007 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 3

3.1 Càlcul de la constant d'equilibri, K_c:

$$3\ H_2\ (g) + N_2\ (g) \quad \leftrightarrows \quad 2\ NH_3\ (g)$$

Mols (n_i) i concentracions molars ($n_i/2$) en l'equilibri:

	H_2	N_2	NH_3
n_i	0,50	0,40	0,80
molaritat	0,25	0,20	0,40

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{[0{,}40]^2}{[0{,}25]^3 \cdot [0{,}20]} = 51{,}2$$

[0,6 punts]

3.2 Geometria: piràmide de base triangular [0,3 punts]
Angle d'enllaç previsible: proper als 109º [0,3 punts]

Polaritat: molècula polar (moment dipolar resultant diferent de zero) [0,2 punts]
Soluble en aigua, atès que l'aigua posseeix també una molècula polar. [0,2 punts]

3.3 Usos de l'amoníac:

1- fabricació d'adobs (font de nitrogen)
2- matèries primeres per a explosius (p.e. KNO_3)
3- fabricació de productes orgànics nitrogenats (p.e. amines)
4- fabricació de productes de neteja per a la llar (desengreixants)
5- fluid refrigerant (actualment substituït per altres substàncies)
6- calmant tòpic de la irritació per picades d'insectes
etc.

per cada us citat [0,2 punts]
indicant 2 usos ja s'obté la màxima puntuació de l'apartat [0,4 punts]

42. PAU 2007 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció B)

5.1 resposta correcta: (d) [0,5 punts]
5.2 resposta correcta: (b) [0,5 punts]
5.3 resposta correcta: (d) [0,5 punts]
5.4 resposta correcta: (c) [0,5 punts]

43. PAU 2007 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5 (Opció A)

5A Energies d'ionització:

En general, quan es parla d'energia d'ionització, ens referim a la primera l'energia d'ionització d'un element situat en el seu estat fonamental. D'aquesta manera, la definició preguntada és:

5.1 Energia d'ionització d'un element: És l'energia associada a la següent reacció:

$$M\,(g) + EI \rightarrow M^{+}\,(g) + e$$

és a dir: l'energia necessària per arrencar el darrer electró de la configuració fonamental d'un element en fase gasosa i convertir-lo en el seu catió monovalent, també en fase gasosa.

Paraules clau:

energia per arrencar el darrer electró (electró de l'últim nivell energètic) [0,25 punt]

element i catió en fase gasosa [0,25 punt]

5.2 L'assignació correcta de les energies d'ionització donades, atès que pels elements d'un mateix grup el seu valor disminueix a mesura que augmenta Z, és: Li (124 kcal/mol), Na (119 kcal/mol) i K (100 kcal/mol) [0,5 punt]

5.3 Excloent les irregularitats característiques dels elements de transició i de doble transició, al llarg d'un període l'energia d'ionització augmenta, atès que augmenta l'electronegativitat dels elements i disminueix el seu radi atòmic (contracció de radi atòmic i darrer electró més atret pel nucli atòmic). [0,5 punt]

5.4 Si l'element alcalí i alcalinoterri es trobessin en el mateix període l'afirmació seria correcta. Això no obstant i donat que aquesta condició no figura en l'enunciat, podem afirmar sense cap mena de dubte que l'enunciat és fals. [0,5 punt]

44. PAU 2007 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció A)

5A Estructura atòmica i propietats periòdiques

5.1 Ions més estables: Na^{+}, Mg^{2+}, S^{2-}, Cl^{-}

atès que tots ells presenten l'estructura electrònica del gas noble més proper [0,4 punts]

5.2 Ordenació de menor a major energia d'ionització:

Na, Mg, S, Cl,

Ordre invers respecte al seu volum (o radi) atòmic. Al llarg d'un període, el radi atòmic disminueix a mesura que augmenta Z [0,6 punts]

5.3 Formulació del compost i tipus d'enllaç que s'establirà entre els àtoms:

$MgCl_2$ compost iònic (sal)

Enllaç iònic. Atesa la diferencia d'electronegativitat que hi ha entre els elements del començament d'un període i els del final, entre ells s'establiran enllaços iònics per cessió electrònica. [0,4 punts]

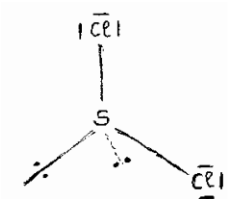
5.4 Enllaç, geometria i polaritat del SCl_2

Enllaç covalent, atesa la semblança d'electronegativitats del S i del Cl [0,3 punts]

Geometria del SCl_2 : 10 parells electrònics de valència.

Geometria semblant a la de l'aigua, així doncs, angular amb uns angles d'enllaç propers a 109º.

Molècula, doncs, polar (moment dipolar molecular no nul). [0,3 punts]



OPCIÓ B

4B Equilibri redox:

45. PAU 2006 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 5 (Opció A)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

46. PAU 2006 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5 (Opció A)

5. Estructures moleculars
   a) CF_4 = tetraèdrica ; NF_3 = piràmide triangular ; BF_3 = plana triangular [1 punt]
   (0,25 punts per molècula ben descrita)
   b) És polar el NF_3, les altres dues són apolars [1 punt]
   (0,15 punts per molècula ben descrita)]

47. PAU 2005 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció B)

5. respostes a preguntes objectives (no cal justificació)

5.1	resposta correcta: (d)	[0,5 punts]
5.2	resposta correcta: (b)	[0,5 punts]
5.3	resposta correcta: (b)	[0,5 punts]
5.4	resposta correcta: (c)	[0,5 punts]

48. PAU 2005 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5 (Opció A)

5. Estructures de Lewis de N, O i Cl
   a) **N**: configuració electrònica $1s^2 2s^2 2p^3$ (estructura de Lewis)
   O: configuració electrònica $1s^2 2s^2 2p^4$ "
   Cl: configuració electrònica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ " [0,5 punts]
   b) **NCl_3** : El nitrogen té tres parells d'electrons enllaçats (amb cada Cl) i un de no enllaçat. La estructura serà piràmide triangular. La molècula és polar i l'enllaç covalent [0,5 punts]
   Cl_2O : L'oxigen té dos parells d'electrons enllaçats (amb cada Cl) i dos de no enllaçats. La estructura serà angular. La molècula és polar i l'enllaç covalent
   NO : Hi ha un doble enllaç entre els dos àtoms. Com que la molècula és diatòmica, forçosament és lineal, i polar en ser diferents els dos àtoms. Enllaç covalent. [0,5 punts]

49. PAU 2005 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 5 (Opció B)

5. respostes a preguntes objectives (no cal justificació)

5.1	resposta correcta: (a)	[0,5 punts]
5.2	resposta correcta: (c)	[0,5 punts]
5.3	resposta correcta: (b)	[0,5 punts]
5.4	resposta correcta: (d)	[0,5 punts]

50. PAU 2004 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 5 (Opció A)

5. Geometries moleculars
   a) $CHCl_3$: El carboni té 4 parells d'electrons a la capa de valència enllaçats i cap de solitari. L'estructura és tetraèdrica, (tot i que la simetria no és la d'un tetraedre en haver-hi un àtom diferent). La molècula és polar. [0,5 punts]
   b) CBr_4 : Igual que abans, però ara la molècula és no polar, ja que els 4 àtoms enllaçats al carboni són idèntics. [0,5 punts]
   c) Cl_2O : L'oxigen té dos parells d'electrons formant enllaç amb cadascun dels àtoms de clor, i dos parells no enllaçats. L'estructura serà angular i amb caràcter polar. [0,5 punts]
   d) NH_3 : El nitrogen té 3 parells enllaçats i un de solitari; la geometria serà una piràmide triangular i tindrà caràcter polar. [0,5 punts]

51. PAU 2004 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Geometries moleculars
   a) BF_3 : El bor té 3 parells d'electrons enllaçats, un amb cada fluor, i cap de solitari. L'estructura és triangular plana i la molècula és no polar. [0,5 punts]
   b) NF_3 : El nitrogen té 3 parells enllaçats i un de solitari; la geometria és una piràmide triangular i la molècula té caràcter polar. [0,5 punts]
   c) CO_2 : El carboni té 4 parell d'electrons enllaçats, dos amb cada oxigen, i cap parell solitari. La geometria és lineal i la molècula és no polar. [0,5 punts]
   d) H_2S : El sofre té dos parells enllaçats, un amb cada hidrogen, i dos solitaris. L'estructura és angular, i la molècula té caràcter polar [0,5 punts]

52. PAU 2004 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció B)

5. respostes a preguntes objectives (no cal justificació)

   5.1 resposta correcta: (b) [0,5 punts]
   5.2 resposta correcta: (d) [0,5 punts]
   5.3 resposta correcta: (c) [0,5 punts]
   5.4 resposta correcta: (b) [0,5 punts]

53. PAU 2003 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció B)

5. Desexcitació d'àtoms
   a) Hi haurà emissió d'energia (els estats excitats tenen més energia que el fonamental). [0,5 punts]
   b) Per al de $n = 4$ (l'energia d'un àtom d'hidrogen depèn del nivell n en que es troba)
   $E = h\nu = hc / \lambda$ per tant, la longitud d'ona serà més gran per al de $n = 2$ [0,5 punts]
   c) És l'energia necessària per arrencar un electró a l'àtom (és a dir, portar-lo a una distància infinita de l'àtom). Disminueix a mida que l'àtom es fa més gran, perquè l'atracció del nucli és més feble. [1 punt]

54. PAU 2003 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 5 (Opció A)

5. Element amb capa de valència: $4s^2 4p^5$.
   a) Configuració completa: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow Z = 35$.
   4t període (la capa de valència és la 4a); grup VII o 17è (7 electrons de valència: halògens)
   b) Configuració del fòsfor: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Té tres parells d'electrons enllaçats amb els tres àtoms d'X, i un parell solitari. Aquest distorsiona per repulsió l'estructura tetraèdrica corresponent als quatre parells d'electrons. Per tant, la geometria és piràmide triangular.

55. PAU 2002 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. $^{12}_{6}C$ i $^{14}_{6}C$.
   a) Es tracta de dos **isòtops** del carboni. Tenen el mateix nombre atòmic i diferent massa atòmica (mateix nombre de protons i diferent nombre de neutrons al nucli). El comportament químic és pràcticament idèntic. [0,5 punts]
   b) **$1s^2 2s^2 2p^2$** (evidentment, és la mateixa per als dos isòtops) [0,5 punts]
   c) Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (necessita 1 e^- per completar la capa). El carboni necessita 4 e^-. Per tant, es combinaran 1 C amb 4 Cl amb enllaç covalent: **CCl_4**. Els quatre enllaços són equivalents ⇒ la geometria és **tetraèdrica**. Altres compostos: CH_4 , SiH_4, ... [1 punt]

56. PAU 2002 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4.
   a) A: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$**
      B: **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$** [0,5 punts]
   b) B és un àtom alcalí, fàcilment ionitzable, per tant, la seva energia de ionització serà més baixa que la de l'àtom A [0,5 punts]
   c) A pot convertir-se en A^{2-} guanyant dos electrons. Així, el compost que es formaria seria BA_2 [0,5 punts]
   d) $E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6{,}62\cdot10^{-34}\ \text{J·s}\cdot 3\cdot10^{8}\ \text{m·s}^{-1}}{2856\ \text{Å}\cdot} \cdot \frac{1\ \text{kJ}}{1000\ \text{J}} \cdot \frac{6{,}022\cdot10^{23}}{1\ \text{mol}} \cdot \frac{1\text{Å}}{1\cdot10^{-10}\ \text{m}}$ = **418,75 kJ·mol^{-1}** [0,5 punts]

57. PAU 2001 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 5 (Opció A)

5. Elements A i B
   a) A: (Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
      B: (Z=38) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$
   b) A: grup VII (17è) ; 3r període
      B: grup 2n ; 5è període
   c) B: ió més probable: B^{2+} (té dos electrons en la capa de València)
   d) A tindrà una energia de ionització més gran, perquè és més petit i l'atracció del nucli és més forta.

58. PAU 2001 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció A)

5. Elements A, B, C del 3r període.
   a) A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ grup 2n
      B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ grup IV (o 14è)
      C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ grup VII (o 17è)
   b) A + C: $A^{2+} + 2\ C^- \rightarrow AC_2$ (tendència forta a formar ions: enllaç iònic)
      B + C: $B + 4C \rightarrow BC_4$ (dificultat de format ions: enllaç covalent)

59. PAU 2001 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 4 (Opció A)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

60. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció B)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

61. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 6 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4.-

a) Deduir la geometria d'acord amb la teoria de la repulsió dels parells d'electrons de valència.

$CHCl_3$ estructura de tetraedre ; molècula polar.

SiF_4 pel mateix motiu que l'anterior es tetredrica i a més apolar perquè els moments dipolars d'enllaç es compensen per simetria.

El NH_3 és piramidal. Molècula polar.

El BCl_3 és plano-trigonal. És apolar perquè els tres moments dipolars es compensen per simetria. Per tant veiem que encara que una molècula tingui enllaços polars pot ser apolar si els moments dipolars s'anulen per la seva disposició geomètrica.

62. PAU 2000 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció B)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.