SUL LIBRO DA PAG 272 A PAG 280

Verifiche di primo livello: conoscenze

NEL SITO:
20 esercizi interattivi

1. Disponi i seguenti elementi in ordine di raggio atomico crescente: Na, Mg, Cl, K e Rb (puoi aiutarti con la figura 11.2). *Cl, Mg, Na, K, Rb*

2. Spiega perché l'energia di ionizzazione necessaria per rimuovere il primo elettrone è molto maggiore per il neon che per il sodio (tabella 11.1).

3. Explain the large increase in ionization energy needed to remove the third electron from beryllium compared with that needed for the second electron (table 11.1).

4. Scendendo lungo il gruppo dei gas nobili, l'energia di prima ionizzazione aumenta o diminuisce? Giustifica questo andamento (figura 11.3).
Diminuisce, perché gli e^- sono più lontani dal nucleo e risentono meno l'attrazione.

5. Does the first ionization energy increase or decrease from top to bottom in the periodic table for the alkali metal family? Explain. (Figure 11.3)
decreases

6. Perché l'energia di ionizzazione del bario (Ba) è minore di quella del berillio (Be)? (figura 11.3)
Perché l'e^- di valenza del bario è più lontano dal nucleo di quanto non sia quello del berillio.

7. Per quale motivo l'energia di ionizzazione necessaria a rimuovere il secondo elettrone da un atomo di sodio è molto maggiore di quella necessaria per sottrargli il primo?

8. Per ciascuna delle seguenti coppie, individua l'elemento con il raggio atomico maggiore (utilizza la figura 11.2).

a) Na o K *K* **b)** Na o Mg *Na*
c) O o F *O* **d)** Br o I *I*
e) Ti o Zr *Zr*

9. Perché le dimensioni atomiche aumentano scendendo lungo un gruppo della tavola periodica?

10. Perché in una formula di struttura di Lewis si rappresentano solo gli elettroni di valenza?

11. Perché nella formazione dei legami ionici i metalli tendono a perdere elettroni e i non metalli ad acquistarli?
Perché i metalli sono meno elettronegativi dei non metalli.

12. Stabilisci per ciascun gruppo se i suoi elementi acquistano o perdono elettroni per raggiungere la configurazione di un gas nobile. Giustifica la tua risposta.

a) gruppo 1 *perdono $1e^-$*
b) gruppo 2 *perdono $2e^-$*
c) gruppo 16 *acquistano $2e^-$*
d) gruppo 17 *acquistano $1e^-$*

13. Che differenza c'è fra un legame polare e una molecola polare?

14. What is the difference between electron pair arrangement and molecular shape?

15. Perché sono utili le formule di struttura di Lewis?
per disegnare la formula di struttura

16. In un legame covalente polare, in che modo si può determinare quale atomo possiede una carica parziale negativa (δ^-) e quale possiede una carica parziale positiva (δ^+)?
si attribuisce δ^- all'atomo più elettronegativo

17. In una formula di struttura di Lewis, che cosa rappresentano i puntini? E i trattini?
I puntini indicano coppie di e^- non condivise, mentre i trattini rappresentano coppie di e^- di legame.

18. Gli atomi di un elemento di un gruppo rappresentativo presentano la stessa formula di struttura di Lewis. Completa la seguente tabella, indicando la struttura di Lewis di ciascun gruppo (rappresenta gli elementi con E e aiutati con la figura 11.5.)

Gruppo	1	2	13	14	15	16	17
	E•	E:	Ė:	·Ė:	·Ė:	:Ė:	:Ë:

19. Scrivi le formule di Lewis di Cs, Ba, Tl, Pb, Po, At e Rn. Che relazione c'è fra queste strutture e il gruppo a cui appartiene ciascun elemento?

Cs• Ba: Tl: ·Pb: :Po: ·At:

Gli elettroni di valenza sono pari al numero romano del gruppo.

20. In quali zone della tavola periodica si trovano gli elementi che hanno (a) la maggiore e (b) la minore elettronegatività?
(a) destra; (b) sinistra

Le risposte agli esercizi in **rosso** sono a pag. 277.

Copyright © 2010 Zanichelli Editore Spa, Bologna [6579]
Questo file è una estensione online del corso *Hein, Arena*
FONDAMENTI DI CHIMICA seconda edizione © Zanichelli 2010

21. Che cosa sono gli elettroni di valenza?
gli e^- che occupano il livello di valenza di un atomo

22. Spiega perché in genere il potassio forma uno ione K^+, ma non uno ione K^{2+}.
Perché K^+ assume la configurazione elettronica del gas nobile Ar.

23. Perché uno ione alluminio ha carica +3?
Perché perde $3e^-$ e assume la configurazione elettronica del Ne.

Verifiche di secondo livello: abilità

1. Per ciascuna delle seguenti coppie, determina quale specie chimica ha il raggio maggiore. Giustifica la tua risposta.

a) Fe^{2+} o Fe^{3+} — *Fe^{2+}*
b) uno ione sodio o uno ione cloruro — *ione cloruro*
c) un atomo di stronzio o un atomo di iodio — *atomo di stronzio*
d) uno ione rubidio o uno ione stronzio — *ione rubidio*
e) un atomo di calcio o uno ione calcio — *atomo di calcio*
f) un atomo di cloro o uno ione cloruro — *ione cloruro*
g) uno ione magnesio o uno ione alluminio — *ione magnesio*
h) un atomo di sodio o un atomo di silicio — *atomo di sodio*

2. Utilizzando la figura in cui sono indicati i valori di elettronegatività (figura 11.16), determina quale elemento è più positivo e quale è più negativo nei seguenti composti.

a) HCl — *positivo H*
b) LiH — *positivo Li*
c) CCl_4 — *positivo C*
d) IBr — *positivo I*
e) MgH_2 — *positivo Mg*
f) OF_2 — *positivo O*
g) H_2O — *positivo H*
h) NaF — *positivo Na*
i) NH_3 — *positivo H*
l) CH_4 — *positivo H*

3. Stabilisci se il legame esistente fra le seguente coppie di elementi è prevalentemente ionico o prevalentemente covalente (figura 11.16).

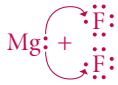
a) idrogeno e zolfo — *covalente*
b) bario e ossigeno — *ionico*
c) fluoro e fluoro — *covalente*
d) potassio e fluoro — *ionico*
e) carbonio e idrogeno — *covalente*
f) cloro e carbonio — *covalente*

4. Spiega che cosa avviene nella configurazione elettronica degli atomi di magnesio e di cloro quando reagiscono per formare $MgCl_2$.

5. Scrivi un'equazione per rappresentare

a) la trasformazione di un atomo di fluoro in uno ione fluoruro — $F + 1e^- \longrightarrow F^-$
b) la trasformazione di un atomo di calcio in uno ione calcio — $Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$

6. Rappresenta mediante le formule di Lewis il trasferimento elettronico che porta alla formazione dei seguenti composti ionici.

a) CaO
b) NaBr
c) MgF_2 
d) K_2O

7. Determina quanti elettroni di valenza contiene ciascuno dei seguenti atomi.

a) Si	4	**b)** N	5
c) P	5	**d)** O	6
e) Cl	7	**f)** H	1
g) K	1	**h)** Mg	2
i) He	2	**l)** Al	3

8. Quanti elettroni devono perdere o acquistare le seguenti specie per raggiungere la configurazione elettronica di un gas nobile?

a) uno ione cloruro — *zero*
b) un atomo di azoto — *acquistare $3e^-$*
c) un atomo di potassio — *cedere $1e^-$*
d) un atomo di calcio — *cedere $2e^-$*
e) un atomo di zolfo — *acquistare $2e^-$*
f) un atomo di elio — *zero*

Copyright © 2010 Zanichelli Editore Spa, Bologna [6579]
Questo file è una estensione online del corso *Hein, Arena*
FONDAMENTI DI CHIMICA seconda edizione © Zanichelli 2010

9. Stabilisci se i seguenti atomi formeranno un composto ionico o molecolare e scrivi la formula del composto.

a) sodio e cloro — NaCl, ionico
b) un atomo di carbonio e quattro atomi di idrogeno — CH_4, molecolare
c) magnesio e bromo — $MgBr_2$, ionico
d) due atomi di bromo — Br, molecolare
e) un atomo di carbonio e due atomi di ossigeno — CO_2, molecolare

10. Stabilisci se i seguenti atomi formeranno un composto covalente apolare o polare e scrivi la formula del composto.

a) due atomi di ossigeno — O_2, covalente apolare
b) idrogeno e bromo — HBr, covalente polare
c) un atomo di ossigeno e due atomi di idrogeno — H_2O, covalente polare
d) due atomi di iodio — I_2, covalente apolare

11. Indichiamo con E un generico elemento rappresentativo. Seguendo lo schema della tabella riportata sotto, scrivi le formule dei composti di idrogeno e di ossigeno dei seguenti elementi.

a) Sb — SbH_3; Sb_2O_5 **b)** Se — H_2Se; SeO_3
c) Cl — HCl; Cl_2O_7 **d)** C — CH_4; CO_2

Gruppo						
I	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**
EH	EH_2	EH_3	EH_4	EH_3	H_2E	HE
E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7

12. Let E be any representative element. Following the pattern in the table, write formulas for the hydrogen and oxygen compounds of the following.

a) Na — NaH; Na_2O **b)** Ca — CaH_2; CaO
c) Al — AlH_3; Al_2O_3 **d)** Sn — SnH_4; SnO_2

Gruppo						
I	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**
EH	EH_2	EH_3	EH_4	EH_3	H_2E	HE
E_2O	EO	E_2O_3	EO_2	E_2O_5	EO_3	E_2O_7

13. La formula del bromuro di calcio è $CaBr_2$. Scrivi i nomi e le formule dei bromuri degli altri metalli alcalino-terrosi.

$BeBr_2$ bromuro di berillio
$MgBr_2$ bromuro di magnesio
$SrBr_2$ bromuro di stronzio
$BaBr_2$ bromuro di bario
$RaBr_2$ bromuro di radio

14. The formula for sodium sulfate is Na_2SO_4. Write the names and formulas for the other alkali metal sulfates.

Li_2SO_4 lithium sulfate
K_2SO_4 potassium sulfate
Rb_2SO_4 rubidium sulfate
Cs_2SO_4 cesium sulfate
Fr_2SO_4 francium sulfate

15. Scrivi la formula di struttura di Lewis delle seguenti specie.

a) Ga ·Ga: **b)** Ga^{3+} $[Ga]^{3+}$ **c)** Ca^{2+} $[Ca]^{2+}$
d) Na Na· **e)** Br^- $[:\ddot{\underset{..}{Br}}:]^-$ **f)** O^{2-} $[:\ddot{\underset{..}{O}}:]^{2-}$

16. Stabilisci se il legame presente nei seguenti composti è ionico o covalente.

a) HCl covalente **b)** $BaCl_2$ ionico
c) NH_3 covalente **d)** SO_2 covalente
e) H_2O covalente **f)** Mg_2O ionico
g) Br_2 covalente

17. Prevedi che tipo di legame si formerà fra le seguenti coppie di atomi.

a) H e Si covalente **b)** O e F covalente
c) Ca e I ionico **d)** Na e N ionico
e) N e S covalente **f)** Br e I covalente

18. Scrivi le formule di struttura di Lewis per le seguenti sostanze.

a) O_2 **b)** Br_2 **c)** H_2 **d)** N_2
e) H_2S **f)** CS_2 **g)** NH_3 **h)** NH_4Cl
i) NCl_3 **l)** H_2CO_3 **m)** C_2H_6 **n)** $NaNO_3$

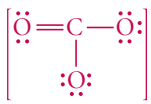
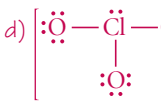
a) $\ddot{\underset{..}{O}}=\ddot{\underset{..}{O}}$ b) $:\ddot{\underset{..}{Br}}-\ddot{\underset{..}{Br}}:$
c) H—H d) $:N\equiv N:$
e) $H-\ddot{\underset{..}{S}}-H$ f) $\ddot{\underset{..}{S}}=C=\ddot{\underset{..}{S}}$
g) $H-\ddot{N}(H)-H$ h) $\left[H-N(H)-H\right]^+$ $[:\ddot{\underset{..}{Cl}}:]^-$
i) $:\ddot{\underset{..}{Cl}}-\ddot{N}(:\ddot{\underset{..}{Cl}}:)-:\ddot{\underset{..}{Cl}}:$ l) $H-\ddot{\underset{..}{O}}-C(=:O:)-\ddot{\underset{..}{O}}-H$
m) $H-C(H)(H)-C(H)(H)-H$ n) $\left[:\ddot{\underset{..}{O}}-N(=:O:)-\ddot{\underset{..}{O}}:\right]^-$ $[Na]^+$

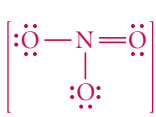
Copyright © 2010 Zanichelli Editore Spa, Bologna [6579]
Questo file è una estensione online del corso *Hein, Arena*
FONDAMENTI DI CHIMICA seconda edizione © Zanichelli 2010

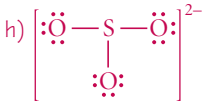
19. Scrivi le formule di struttura di Lewis per i seguenti ioni.

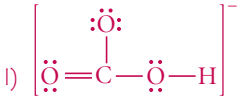
a) I^- **b)** S^{2-}
c) CO_3^{2-} **d)** ClO_3^-
e) NO_3^- **f)** Ba^{2+}
g) Al^{3+} **h)** SO_3^{2-}
i) CN^- **l)** HCO_3^-

a) $[:\ddot{\underset{..}{I}}:]^-$ b) $[:\ddot{\underset{..}{S}}:]^{2-}$

c)  d) 

e)  f) $[Ba]^{2+}$

g) $[Al]^{3+}$ h) 

i) $[:C{\equiv}N:]^-$ l) 

20. Classifica le seguenti molecole come polari o apolari.

a) F_2 *apolare* **b)** CO_2 *apolare*
c) NH_3 *polare* **d)** H_2O *polare*
e) HBr *polare* **f)** CF_4 *apolare*

21. Per i seguenti composti specifica il numero e la disposizione delle coppie elettroniche intorno all'atomo centrale.

a) Ga in $GaCl_3$ *3 coppie elettroniche, trigonale planare*
b) N in NF_3 *4 coppie elettroniche, tetraedrica*
c) Cl in ClO_3^- *4 coppie elettroniche, tetraedrica*
d) C in CCl_4 *4 coppie elettroniche, tetraedrica*
e) S in H_2S *4 coppie elettroniche, tetraedrica*
f) Al in AlH_3 *3 coppie elettroniche, trigonale planare*

22. Usa la teoria VSEPR per prevedere la struttura dei seguenti ioni poliatomici.

a) ione ammonio *tetraedrica*
b) ione solfito *piramidale*
c) ione fosfato *tetraedrica*
d) ione solfato *tetraedrica*
e) ione clorato *piramidale*
f) ione periodato *tetraedrica*

23. Usa la teoria VSEPR per prevedere la forma delle seguenti molecole.

a) SiF_4 *tetraedrica* **b)** OF_2 *piegata*
c) Cl_2O *piegata* **d)** SiH_4 *tetraedrica*
e) PH_3 *piramidale* **f)** SeF_2 *piegata*

24. L'elemento Y, che reagisce con l'ossigeno formando il composto Y_2O, possiede l'energia di ionizzazione più bassa di ogni altro elemento del quarto periodo della tavola periodica. Identifica Y.
potassio

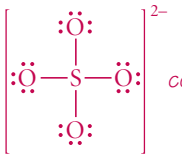
25. Element X reacts with sodium to form the compound Na_2X and is in the second period on the periodic table. Identify this element. *oxygen*

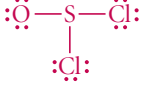
Verifiche di terzo livello: problemi

1. Scrivi la formula di struttura di Lewis dell'idrazina (N_2H_4) e dell'acido idrazoico (HN_3).

2. Scrivi la formula di struttura di Lewis dei seguenti gruppi atomici e specifica se i legami sono ionici o covalenti.

a) NO_2^- $[\ddot{O}{=}\ddot{N}{-}\ddot{O}:]^-$ *covalente*

b) SO_4^{2-}  *covalente*

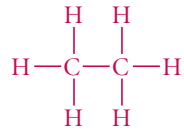
c) $SOCl_2$  *covalente*

d) Cl_2O $:\ddot{\underset{..}{Cl}}{-}\ddot{\underset{..}{O}}{-}\ddot{\underset{..}{Cl}}:$ *covalente*

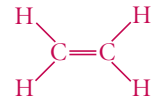
Copyright © 2010 Zanichelli Editore Spa, Bologna [6579]
Questo file è una estensione online del corso *Hein, Arena*
FONDAMENTI DI CHIMICA seconda edizione © Zanichelli 2010

3. Scrivi la formula di struttura di Lewis dei seguenti composti.

a) etano (C_2H_6)



b) etilene (C_2H_4)



c) acetilene (C_2H_2) H—C≡C—H

4. Identifica gli elementi della tavola periodica che soddisfano le seguenti descrizioni.

a) il metallo di transizione che ha il raggio atomico più grande — Ac

b) il metallo alcalino-terroso che ha la maggiore energia di ionizzazione — Be

c) l'elemento del gruppo dell'azoto che ha la minore densità — N

d) il metallo alcalino con il rapporto fra neutroni e protoni più alto — Fr

e) il metallo di transizione più elettronegativo. — Au

5. Choose the element that fits each description.

a) the lower electronegativity: As or Zn — Zn

b) the lower chemical reactivity: Ba or Be — Be

c) the fewer valence electrons: N or Ne — N

6. Identifica due motivi per cui l'elettronegatività del fluoro è molto maggiore di quella del neon.

7. Quando da un atomo di litio viene rimosso un elettrone, ne restano due. Anche gli atomi di elio hanno due elettroni. Perché ci vuole più energia per sottrarre il secondo elettrone al litio che per sottrarre il primo all'elio?

Perché il litio possiede già una carica positiva.

8. Gli elementi del gruppo 11 hanno un solo elettrone nel loro livello energetico più esterno, analogamente a quelli del gruppo 1. Ti aspetti che formino composti del tipo CuCl, AgCl e AuCl? Spiega perché. — Sì

9. La formula del bromuro di piombo(II) è $PbBr_2$: prevedi le formule dei bromuri di stagno(II) e di germanio(II). — $SnBr_2$; $GeBr_2$

10. Perché non si può parlare di molecole di cloruro di sodio?

11. What is a covalent bond? How does it differ from an ionic bond?

12. Commenta brevemente la struttura Na:Ö: per il composto Na_2O. — *non è corretta:* $[Na]^+$ $[:\ddot{O}:]^{2-}$ $[Na]^+$

13. Quali sono i quattro elementi più elettronegativi? — F, O, Cl, N

14. Ordina questi elementi secondo valori decrescenti di elettronegatività: Mg, S, F, H, O, Cs. — F, O, S, H, Mg, Cs

15. Is it possible for a molecule to be nonpolar even though it contains polar covalent bonds? Explain. — yes

16. Perché CO_2 è una molecola apolare, mentre CO è polare?

Perché in CO_2 la risultante dei dipoli di legame è nulla, mentre in CO no.

17. Stima quale sarà l'angolo di legame fra gli atomi delle seguenti molecole o ioni.

a) H_2S 105° **b)** NH_3 107,3°

c) NH_4^+ 109,5° **d)** $SiCl_4$ 109,5°

18. Consideriamo le due molecole BF_3 e NF_3. Individua le loro similitudini e differenze in termini di

a) orbitali del livello di valenza dell'atomo centrale coinvolti nel legame — $B(2s^2 2p^1)$; $N(2p^3)$

b) forma della molecola — BF_3 trigonale planare; NF_3 piramidale

c) numero di coppie di elettroni solitarie dell'atomo centrale — B (zero); N (1 coppia)

d) tipo e numero di legami presenti nella molecola — BF_3: 3 legami ionici; NF_3: 3 legami covalenti polari

19. Perché il fluoro è un atomo così importante per quanto riguarda l'elettronegatività? Da quale combinazione di atomi della tavola periodica si ottiene il legame con maggiore carattere ionico?

perché è più elettronegativo; Fr — F

20. Perché la formula di struttura di Lewis degli elementi di un gruppo rappresentativo della tavola periodica presenta lo stesso numero di puntini?

perché possiedono lo stesso numero di e^- di valenza

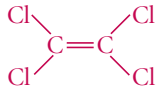
21. Si è trovato che un campione di un inquinante atmosferico composto da zolfo e ossigeno contiene 1,40 g di zolfo e 2,10 g di ossigeno. Qual è la formula empirica del composto? Rappresentala per mezzo di una formula di struttura di Lewis.

SO_3: :Ö—S(—:Ö:)=Ö:

Copyright © 2010 Zanichelli Editore Spa, Bologna [6579]
Questo file è una estensione online del corso *Hein, Arena*
FONDAMENTI DI CHIMICA seconda edizione © Zanichelli 2010

22. Un fluido per lavaggio a secco costituito da carbonio e cloro è composto per il 14,5% da carbonio e per l'85,5% di cloro. La sua massa molare è 166 g/mol. Rappresenta il composto per mezzo di una formula di struttura di Lewis.

C_2Cl_4;

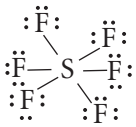


23. Stabilisci se le seguenti formule di struttura di Lewis sono corrette. Se non lo sono, spiega perché e scrivi la formula corretta.

a) CO_2

b) ClO_2^-

c) SF_6



corretta

24. The first ionization energy for lithium is 520 kJ/mol. How much energy would be required to change 25 g of lithium atoms to lithium ions?

$1{,}9 \cdot 10^3$ kJ

25. Qual è la quantità totale di energia necessaria per sottrarre i primi due elettroni a 15 mol di atomi di sodio? (tabella 11.1.)

$7{,}6 \cdot 10^4$ kJ

Copyright © 2010 Zanichelli Editore Spa, Bologna [6579]
Questo file è una estensione online del corso *Hein, Arena*
FONDAMENTI DI CHIMICA seconda edizione © Zanichelli 2010

Esercizi riassuntivi

Capitoli 10-11

Scegli la risposta corretta per ognuna delle seguenti domande.

1. Il concetto di elettroni che occupano specifiche orbite attorno al nucleo è dovuto a

a Thomson
✓ Bohr
b Rutherford
d Schrödinger

2. La configurazione elettronica corretta per un atomo di fluoro (F) è

✓ $1s^2 2s^2 2p^5$
b $1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^1$
c $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$
d $1s^2 2s^2 2p^3$

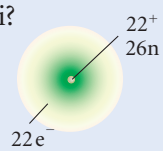
3. La configurazione elettronica corretta per $_{48}Cd$ è

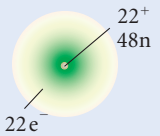
a $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
✓ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$
c $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^4$
d $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5d^{10}$

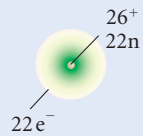
4. La configurazione elettronica corretta per $_{23}V$ è

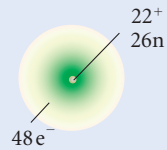
✓ $[Ar]3d^3 4s^2$
b $[Ar]4s^2 4p^3$
c $[Ar]4s^2 4d^3$
d $[Kr]3d^3 4s^2$

5. Quale delle seguenti strutture atomiche è corretta per $^{48}_{22}Ti$?

✓


b


c


d


6. The number of orbitals in a *d* sublevel is

a 3
✓ 5
c 7
d no correct answer

7. In un atomo con struttura elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ il numero di elettroni per n = 3 è

a 2
✓ 4
c 6
d 8

8. In un atomo che ha la struttura elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ il numero complessivo di orbitali che contengono almeno un elettrone è

a 5
✓ 8
c 14
d nessuna risposta è corretta

9. Quale di questi elementi ha 2 elettroni *s* e 6 elettroni *p* nel suo livello energetico più esterno?

a He
b O
✓ Ar
d nessuna risposta è corretta

10. Quale di questi elementi non è un gas nobile?

✓ Ra
b Xe
c He
d Ar

11. Quale di questi elementi ha il maggior numero di elettroni spaiati?

a F
b S
c Cu
✓ N

12. Quanti elettroni spaiati ci sono nella struttura elettronica di $_{24}Cr$, $[Ar]3d^5 4s^1$?

a 2
b 4
c 5
✓ 6

13. I gruppi dal 13 al 18 appartengono alla zona della tavola periodica in cui i sottolivelli elettronici riempiti sono

✓ sottolivelli *p*
b sottolivelli *s* e *p*
c sottolivelli *d*
d sottolivelli *f*

14. Scendendo lungo un gruppo dei blocchi *s* e *p* della tavola periodica, il numero di elettroni del livello energetico più esterno

a aumenta con regolarità
✓ rimane costante
c diminuisce con regolarità
d varia in modo imprevedibile

15. Quali delle seguenti formule non è corretta?

a NaCl
b K_2O
✓ AlO
d BaO

16. Elements of the noble gas family

a form no compounds at all
b have no valence electrons
✓ have an outer electron structure of $ns^2 np^6$ (helium excepted), where *n* is the period number
d no correct answer given

Le risposte agli esercizi riassuntivi sono sul sito.

Copyright © 2010 Zanichelli Editore Spa, Bologna [6579]
Questo file è una estensione online del corso *Hein, Arena*
FONDAMENTI DI CHIMICA seconda edizione © Zanichelli 2010

17. I lantanidi e gli attinidi sono
- a elementi rappresentativi
- ✓ elementi di transizione
- c elementi in cui si riempie il sottolivello *d*
- d nessuna risposta è corretta

18. L'elemento che ha la struttura $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ si trova nel gruppo
a 2 b 12 ✓ 14 d 4

19. Nel gruppo 15, l'elemento con il raggio atomico minore è
a Bi b P c As ✓ N

20. Nel gruppo 14, l'elemento con il maggior carattere metallico è
a C b Si c Ge ✓ Sn

21. Quale gruppo della tavola periodica contiene gli elementi meno reattivi?
a 1 b 2 c 13 ✓ 18

22. Quale gruppo della tavola periodica contiene i metalli alcalini?
✓ 1 b 2 c 13 d 14

23. L'atomo di fluoro è più piccolo di quello di ossigeno. Una spiegazione possibile è che, rispetto all'ossigeno, il fluoro ha
- a numero di massa maggiore
- b numero atomico minore
- ✓ una carica nucleare maggiore
- d un maggior numero di elettroni spaiati

24. Se si confrontano le dimensioni dell'atomo di fluoro con quelle dello ione floruro,
- a le dimensioni sono più o meno le stesse
- b l'atomo è più grande dello ione
- ✓ lo ione è più grande dell'atomo
- d la differenza di dimensioni tra i due dipende dalla reazione in cui sono coinvolti

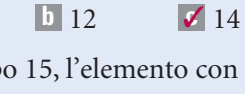
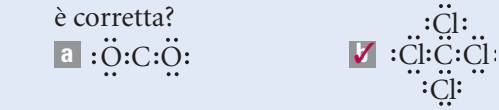
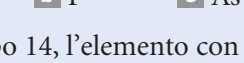
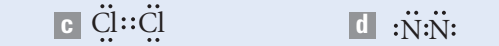
25. Il sodio è un metallo molto reattivo perché
- a ha bassa energia di ionizzazione
- b ha un solo elettrone esterno
- c ha una massa atomica relativamente piccola
- ✓ per tutti i motivi dei punti precedenti

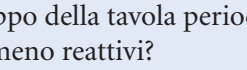
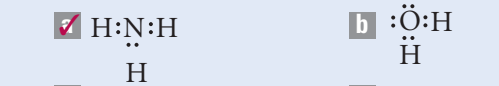
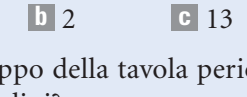
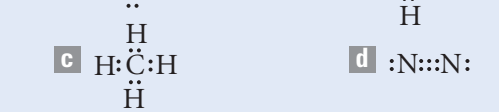
26. Quale delle seguenti formule non è corretta?
a Na^+ ✓ S^- c Al^{3+} d F^-

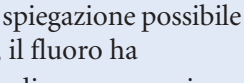
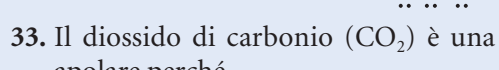
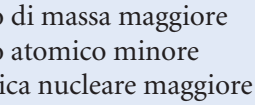
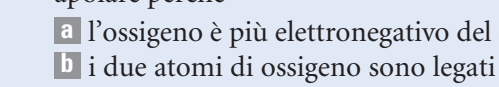
27. In quale delle seguenti molecole il legame non è covalente polare?
a CH_4 b H_2O c CH_3OH ✓ Cl_2

28. Quale delle seguenti molecole è un dipolo?
✓ HBr b CH_4
c H_2 d CO_2

29. In quale dei seguenti composti il legame è ionico?
a H_2 ✓ MgF_2
c H_2O d CH_4

30. Quale delle seguenti formule di struttura di Lewis è corretta?
a  ✓ 
c  d 

31. Which of the following is an incorrect Lewis structure?
✓  b 
c  d 

32. La formula di struttura di Lewis corretta per SO_2 è
a  ✓ 
c  d 

33. Il diossido di carbonio (CO_2) è una molecola apolare perché
- a l'ossigeno è più elettronegativo del carbonio
- b i due atomi di ossigeno sono legati all'atomo di carbonio
- ✓ la molecola ha una struttura lineare con l'atomo di carbonio al centro
- d i legami carbonio-ossigeno sono legami covalenti polari

34. Quando un atomo di magnesio partecipa a una reazione chimica, è più probabile che
- a perda un elettrone
- b acquisti un elettrone
- ✓ perda due elettroni
- d acquisti due elettroni

35. Se X rappresenta un elemento del gruppo 13, qual è la formula generale del suo ossido?
a X_3O_4 b X_3O_2 c XO ✓ X_2O_3

36. Quale delle seguenti specie ha la stessa configurazione elettronica di un atomo di argon?
✓ Ca^{2+} b Cl^0 c Na^+ d K^0

Copyright © 2010 Zanichelli Editore Spa, Bologna [6579]
Questo file è una estensione online del corso *Hein, Arena*
FONDAMENTI DI CHIMICA seconda edizione © Zanichelli 2010

37. Al diminuire della differenza di elettronegatività fra due elementi, la loro tendenza a formare un legame covalente
- ✓ aumenta
- b diminuisce
- c resta invariata
- d a volte aumenta e a volte diminuisce

38. Quale tra i seguenti composti forma una molecola tetraedrica?
a NaCl b CO_2 ✓ CH_4 d $MgCl_2$

39. Quale tra i seguenti composti ha molecole di forma piegata?
a NaCl b CO_2 c CH_4 ✓ H_2O

40. Quale tra i seguenti composti presenta doppi legami nella sua struttura molecolare?
a NaCl ✓ CO_2 c CH_4 d H_2O

41. Il numero complessivo di elettroni di valenza in uno ione nitrato, NO_3^-, è
a 12 b 18 c 23 ✓ 24

42. Il numero di elettroni coinvolti in un triplo legame è
a 3 b 4 ✓ 6 d 8

43. Il numero di coppie di elettroni di non legame presenti in H_2O è
a 0 b 1 ✓ 2 d 4

44. Which of the following does not have a noble gas electron structure?
✓ Na b Sc^{3+} c Ar d O^{2-}

Rispondi alle seguenti domande.

1. Un metallo alcalino-terroso, M, reagisce con un alogenuro, X. Il corrispondente composto sarà ionico o covalente? Perché? Qual è la struttura di Lewis del composto? *ionico; $[:\ddot{\underset{..}{X}}:]^-$ $[M]^{2+}$ $[:\ddot{\underset{..}{X}}:]^-$*

2. Stabilisci se la seguente affermazione è vera o falsa e giustifica la tua risposta per mezzo di un esempio: tutti gli elettroni degli atomi con numero atomico pari sono accoppiati. *falsa*

3. Discuss whether the following statement is true or false: «All nonmetals have two valence electrons in an *s* sublevel with the exception of the noble gases, which have at least one unpaired electron in a *p* sublevel». *false*

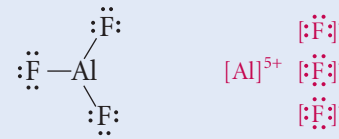
4. L'energia di prima ionizzazione del potassio è minore di quella del calcio, ma l'energia di seconda ionizzazione del calcio è più bassa di quella del potassio. Spiega questo andamento in termini di configurazione elettronica o di dimensioni dei due elementi.

5. Il cloro ha un'energia di ionizzazione molto alta, tuttavia forma lo ione cloruro con relativa facilità. Giustifica la tua risposta.

6. Quale orbitale è rappresentato dalle seguenti terne di numeri quantici?
- a (5,0,0) *5s*
- b (3,1, −1) *3p*
- c (4,3, −2) *4f*

7. Tre particelle hanno la stessa configurazione elettronica: una è un catione di un metallo alcalino, una è un anione di un alogenuro del terzo periodo e la terza è un atomo di un gas nobile. Di quali specie si tratta (cariche comprese)? Quale particella dovrebbe avere il rapporto raggio atomico/raggio ionico minore e quale il maggiore? Perché? *K^+; Cl^-; Ar*
K ha rapporto maggiore; Cl ha rapporto minore

8. Perché la formula di struttura di Lewis di AlF_3 non è quella riportata di seguito?



Qual è quella corretta? Quali elettroni vanno inseriti in una struttura di Lewis? *quelli di valenza*

9. Perché un atomo di carbonio può avere al massimo quattro legami covalenti?
perché così completa il suo ottetto

10. Sia la molecola di NCl_3 sia quella di BF_3 sono costituite da un atomo centrale legato ad altri tre atomi, ma NCl_3 è piramidale e BF_3 è trigonale planare. Spiega perché.
perché N possiede ancora 1 coppia di e^- non condivisi

11. Scrivi la formula di struttura di Lewis dell'atomo la cui configurazione elettronica è $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$. $\cdot\ddot{\underset{..}{Br}}:$

Copyright © 2010 Zanichelli Editore Spa, Bologna [6579]
Questo file è una estensione online del corso *Hein, Arena*
FONDAMENTI DI CHIMICA seconda edizione © Zanichelli 2010