

**ESERCIZI DI CHIMICA****Struttura atomica della materia**

- 1) Il magnesio ( $Z = 12$ ) presente in natura è costituito da tre isotopi, le cui masse atomiche sono 23.9850 u, 24.9858 u e 25.9826 u. Le abbondanze relative di ciascun isotopo sono nell'ordine 78.99%, 10.00 % e 11.01 %.
  - a) Scrivere il simbolo di ciascun nuclide.
  - b) Calcolare il peso atomico dell'elemento.
  - c) Calcolare la massa in grammi di una mole di atomi di magnesio.
  - d) Calcolare quanti atomi sono contenuti in 1.00 g di magnesio e in 1.00 g del suo isotopo più pesante.
- 2) Vi sono due isotopi naturali dell'argento:  $^{107}\text{Ag}$  con massa 106.9051 u e  $^{109}\text{Ag}$  con massa 108.9048 u. Sapendo che il peso atomico dell'argento è 107.8682 u, calcolare l'abbondanza percentuale dei due isotopi.
- 3) Stabilire se sono presenti più atomi in 5.0 mg di boro o in 5.0 mg di alluminio.
- 4) Stabilire se ci sono più atomi in 0.5 moli di neon o in 0.5 moli di sodio e determinare quanti grammi di sodio conteranno lo stesso numero di atomi che sono presenti in 1.00 g di neon.
- 5) Il peso atomico del berillio è 9.01218 u. Tenendo presente che in natura si trova soltanto un isotopo stabile,  $^9_4\text{Be}$ , calcolare l'energia di legame nucleare (a) di un singolo atomo, espressa in MeV, (b) di una mole di atomi di berillio.  
(NB: la massa dell'elettrone è 0.000549 u, quella del protone è 1.00728 u e quella del neutrone è 1.00866 u).
- 6) L'energia di legame nucleare del nuclide stabile del boro  $^{11}_5\text{B}$  è  $1.2200 \times 10^{-11}$  J. Determinare la massa di questo nuclide, espressa in u, utilizzando i dati delle masse delle particelle subatomiche, riportati nell'esercizio precedente. In base al risultato ottenuto, stabilire se la miscela isotopica naturale dell'elemento è costituita da uno o più isotopi.
- 5) Vi sono due isotopi stabili del cloro,  $^{35}\text{Cl}$  e  $^{37}\text{Cl}$ , le cui masse atomiche sono rispettivamente 34.96885 u e 36.96590 u. Calcolare l'energia sviluppata quando si formano 0.250 moli di ciascun isotopo partendo dalle particelle costituenti. Indicare l'isotopo più stabile e quello più abbondante nella miscela isotopica naturale.
- 6) Il diossido di azoto ( $\text{NO}_2$ ) è uno dei maggiori componenti dell'aria inquinata delle città. Per un campione contenente 4.000 g di  $\text{NO}_2$ , calcolare (a) il numero di moli di  $\text{NO}_2$ ; (b) il numero di molecole di  $\text{NO}_2$ .

**Esercizi di Chimica - Struttura atomica della materia****RISPOSTE**

- 1) (a)  ${}_{12}^{24}\text{Mg}$ ,  ${}_{12}^{25}\text{Mg}$ ,  ${}_{12}^{26}\text{Mg}$ . (b) 24.31 u. (c) 24.31 g. (d)  $2.48 \times 10^{22}$  atomi di Mg;  $2.32 \times 10^{22}$  atomi di  ${}^{26}\text{Mg}$ .
- 2)  ${}^{107}\text{Ag}$ : 51.84%;  ${}^{109}\text{Ag}$ : 48.16%.
- 3) Sono presenti più atomi di boro in 5.0 mg, perché il numero di atomi di un elemento è dato dal rapporto tra la massa e la sua *massa molare* e quindi, a parità di massa, il campione dell'elemento più leggero (il boro) contiene più atomi.
- 4) Dalla definizione di *mole* si deduce che 0.5 moli di neon e 0.5 moli di sodio contengono lo stesso numero di atomi ( $3.0 \times 10^{23}$ ); 1.14 g di sodio.
- 5) (a) 58.17 MeV; (b)  $5.613 \times 10^9 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- 6)  $m({}_{5}^{11}\text{B}) = 11.009 \text{ u}$ ; confrontando questo valore con quello del peso atomico del boro (10.81 u) riportato nella Tavola Periodica, si deduce che la miscela isotopica naturale del boro deve essere costituita da almeno due isotopi.
- 7)  $\Delta E({}^{35}\text{Cl}) = 298.21 \text{ MeV}$ ;  $\Delta E(0.250 \text{ moli di } {}^{35}\text{Cl}) = 7.19 \times 10^{12} \text{ J}$ ;  $\Delta E({}^{37}\text{Cl}) = 317.09 \text{ MeV}$ ;  $\Delta E(0.250 \text{ moli di } {}^{37}\text{Cl}) = 7.65 \times 10^{12} \text{ J}$ ; dai valori dell'energia di legame nucleare dei due isotopi risulta che  ${}^{37}\text{Cl}$  è leggermente più stabile di  ${}^{35}\text{Cl}$ ; il valore del peso atomico del cloro (35.45 u) si avvicina di più alla massa atomica di  ${}^{35}\text{Cl}$  e quindi  ${}^{35}\text{Cl}$  è l'isotopo più abbondante.
- 8) (a)  $8.694 \times 10^{-2}$  moli di  $\text{NO}_2$ ; (b)  $5.236 \times 10^{22}$  molecole di  $\text{NO}_2$ .

**ESERCIZI DI CHIMICA****Struttura elettronica degli atomi (parte I)**

- 1) Una riga di emissione dello spettro atomico dell'idrogeno neutro, importante in radioastronomia, ha una lunghezza d'onda di 21 cm. Calcolare l'energia della radiazione emessa, espressa in eV.
- 2) Calcolare la frequenza e la lunghezza d'onda di un fotone con energia uguale all'energia di ionizzazione dell'idrogeno atomico ( $E_I = 1.31 \times 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$ ).
- 3) Considerando l'atomo di deuterio stabilire, in base ai dati sottoindicati, se occorre più energia per ionizzare l'atomo o per separare il neutrone dal protone del nucleo; (la massa atomica del deuterio è 2.0140 u, la massa dell'elettrone è 0.000549 u, quella del protone è 1.00728 u e quella del neutrone è 1.00866 u).
- 4) Riportare in un appropriato diagramma l'energia delle prime cinque orbite stazionarie dell'idrogeno e di quelle dell'elio idrogenoide, cioè l'atomo di elio al quale è stato tolto un elettrone. (NB: le due serie di livelli vanno riferite allo stesso zero, che corrisponde all'allontanamento completo dell'elettrone).
- 5) Utilizzando i valori di energia determinati nell'esercizio precedente per l'idrogeno atomico:
  - (a) calcolare la lunghezza d'onda delle prime righe spettrali della serie di Balmer;
  - (b) prevedere che cosa accade per valori molto elevati di  $n$ ;
  - (c) calcolare il limite di convergenza della serie.
- 6) Calcolare con la teoria di Bohr il raggio delle prime cinque orbite dell'idrogeno e del litio idrogenoide.
- 7) Valutare se nell'atomo di idrogeno può esistere un'orbita stazionaria con energia pari a  $E_n = -1.00 \times 10^{-20} \text{ J}$ .
- 8) In un tubo a scarica atomi di idrogeno vengono eccitati da collisioni con elettroni accelerati; durante la collisione l'elettrone può cedere una frazione qualsiasi della propria energia cinetica all'atomo. Supponendo che l'energia cinetica di ciascun elettrone sia  $20.60 \times 10^{-19} \text{ J}$ , stabilire quante righe compaiono nello spettro di emissione dell'idrogeno così eccitato.

- 9) Calcolare la lunghezza d'onda delle prime righe della serie di Balmer dello ione  $\text{He}^+$ , specificando la zona spettrale in cui esse cadono. Discutere inoltre la relazione tra lo spettro atomico dell'idrogeno e quello dello ione elio.
- 10) Consideriamo due ioni di carbonio idrogenoide: nel primo l'elettrone ha  $n = 1$ , mentre nel secondo l'elettrone ha  $n = 4$ . Utilizzando il modello di Bohr stabilire:
- in quale ione l'elettrone si trova a distanza maggiore dal nucleo;
  - in quale ione l'elettrone si muove con velocità maggiore;
  - quale dei due ioni ha energia di ionizzazione maggiore;
  - quanti sono i possibili valori della frequenza della riga della serie di Balmer emessa dal secondo ione quando l'elettrone ritorna allo stato fondamentale.
- 11) L'elettrone di un atomo di idrogeno eccitato si trova nello stato quantico  $n = 3$ . Dimostrare con calcoli appropriati quali delle seguenti affermazioni sono vere e quali sono false.
- La lunghezza d'onda della luce emessa quando l'elettrone passa da  $n = 3$  a  $n = 2$  è minore di quella emessa quando l'elettrone passa da  $n = 3$  a  $n = 1$ .
  - La lunghezza d'onda della luce emessa quando l'elettrone passa da  $n = 3$  allo stato fondamentale è la stessa di quella assorbita quando l'elettrone passa da  $n = 1$  a  $n = 3$ .
  - L'elettrone con  $n = 3$  si trova nel primo stato eccitato.
- 12) Considerando solo le transizioni tra i primi quattro livelli elettronici dell'atomo di idrogeno, stabilire se le radiazioni elettromagnetiche aventi le seguenti lunghezze d'onda possono essere assorbite e in tal caso indicare la transizione coinvolta:
- a)  $\lambda = 122 \text{ nm}$ ;                      b)  $\lambda = 115 \text{ nm}$ ;                      c)  $\lambda = 103 \text{ nm}$ ;                      d)  $\lambda = 97.3 \text{ nm}$
- 13) Nell'effetto fotoelettrico gli elettroni sono espulsi da una superficie metallica quando questa è investita dalla luce. Per espellere l'elettrone è richiesta una certa energia minima,  $E_{\min}$ , mentre l'eccesso di energia assorbita rispetto a  $E_{\min}$  si trasforma in energia cinetica dell'elettrone. Si è visto che quando un fascio di fotoni con lunghezza d'onda di  $540 \text{ nm}$  incide su una superficie di cesio, vengono espulsi elettroni con energia cinetica di  $2.60 \times 10^{-20} \text{ J}$ . Quando invece la lunghezza d'onda dei fotoni è di  $400 \text{ nm}$ , l'energia cinetica degli elettroni è  $1.54 \times 10^{-19} \text{ J}$ . Sulla base di questi dati calcolare (a)  $E_{\min}$  per il cesio, in joule; (b) la lunghezza d'onda più lunga, in nanometri, delle radiazioni che consentiranno l'espulsione di elettroni dal cesio.
- 14) L'idrogeno nello spazio interstellare vicino ad una stella è in gran parte ionizzato dai fotoni ad alta energia provenienti dalla stella stessa. Supponendo che un atomo di idrogeno nello stato fondamentale assorba un fotone di lunghezza d'onda di  $65 \text{ nm}$ , calcolare l'energia cinetica dell'elettrone emesso.

- 15) Calcolare l'energia di ionizzazione di un elemento sapendo che, quando viene irradiato con fotoni aventi una lunghezza d'onda di  $1.10 \times 10^{-5}$  cm, esso emette elettroni che hanno un'energia cinetica di  $4.71 \times 10^{-19}$  J/elettrone.
- 16) Nel diagramma dei livelli energetici di uno ione idrogenoide, riportato sotto, è disegnata con una freccia una transizione alla quale è associata un'intensa riga d'emissione.
- Identificare lo ione determinando il suo numero atomico  $Z$ .
  - Calcolare la frequenza e la lunghezza d'onda della radiazione emessa e dire in quale regione dello spettro elettromagnetico cade tale radiazione.
  - Calcolare l'energia di ionizzazione dello ione.

### Esercizi di Chimica - Struttura elettronica degli atomi (parte I)

#### RISPOSTE

- $5.9 \times 10^{-6}$  eV.
- $\nu = 3.29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ;  $\lambda = 912 \text{ nm}$ .
- L'energia necessaria per separare il neutrone dal protone del nucleo di deuterio (2.32 MeV) è molto più elevata di quella richiesta per ionizzare l'atomo (13.6 eV).
- H: -13.6 eV; -3.40 eV; -1.51 eV; -0.85 eV; -0.54 eV;  $\text{He}^+$ : -54.4 eV; -13.6 eV; -6.04 eV; -3.40 eV; -2.18 eV.
- (a)  $\lambda(3 \leftrightarrow 2) = 656 \text{ nm}$ ;  $\lambda(4 \leftrightarrow 2) = 486 \text{ nm}$ ;  $\lambda(5 \leftrightarrow 2) = 434 \text{ nm}$ ; (b) le righe si addensano verso un valore limite; (c)  $\lambda(\infty \leftrightarrow 2) = 364 \text{ nm}$ .
- H:  $r_1 = 52.8 \text{ pm}$ ;  $r_2 = 212 \text{ pm}$ ;  $r_3 = 476 \text{ pm}$ ;  $r_4 = 846 \text{ pm}$ ;  $r_5 = 1.32 \times 10^3 \text{ pm}$ ;  $\text{Li}^{2+}$ :  $r_1 = 17.6 \text{ pm}$ ;  $r_2 = 70.5 \text{ pm}$ ;  $r_3 = 159 \text{ pm}$ ;  $r_4 = 282 \text{ pm}$ ;  $r_5 = 441 \text{ pm}$ .
- $n = 14.8$ ; poiché il valore di  $n$  non è un numero intero, questa non è un'orbita stazionaria dell'atomo di idrogeno.
- 6 righe spettrali.
- $\lambda(3 \leftrightarrow 2) = 164 \text{ nm}$ ;  $\lambda(4 \leftrightarrow 2) = 121 \text{ nm}$ ;  $\lambda(5 \leftrightarrow 2) = 108 \text{ nm}$ ;  $\lambda(\infty \leftrightarrow 2) = 91.1 \text{ nm}$ ; ultravioletto;  $\lambda(\text{He}^+) = \lambda(\text{H})/4$ .
- (a) nel secondo ione (elettrone con  $n = 4$ ); (b) e (c) nel primo ione (elettrone con  $n = 1$ ); (d) 2 righe.
- (a) falso:  $\lambda(3 \rightarrow 2) = 656 \text{ nm}$ ;  $\lambda(3 \rightarrow 1) = 103 \text{ nm}$ ; (b) vero:  $\Delta E = hc/\lambda$ , stesso  $|\Delta E|$ , stessa  $\lambda$ ; (c) falso: il primo stato eccitato ha  $n = 2$ .
- (a)  $n = 1 \rightarrow n = 2$ ; (c)  $n = 1 \rightarrow n = 3$ ; (d)  $n = 1 \rightarrow n = 4$ .
- (a)  $3.42 \times 10^{-19} \text{ J}$ ; (b) 580 nm.
- $8.8 \times 10^{-19} \text{ J}$  (5.5 eV).
- $1.34 \times 10^{-18} \text{ J}$  (8.33 eV).
- (a)  $Z = 4$ , ione  $\text{Be}^{3+}$ ; (b)  $\nu = 1.18 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ;  $\lambda = 253 \text{ nm}$ ; la radiazione cade nell'ultravioletto; (c) 217.6 eV.

**ESERCIZI DI CHIMICA****Struttura elettronica degli atomi (parte II)**

- 1) Stabilire quale è il numero massimo di elettroni di un atomo polielettronico che sono caratterizzati da ciascuna delle seguenti combinazioni di numeri quantici:

- |    |         |         |              |
|----|---------|---------|--------------|
| a) | $n = 3$ | $l = 2$ |              |
| b) | $n = 3$ | $l = 1$ | $m_s = -1/2$ |
| c) | $n = 4$ |         |              |
| d) | $n = 4$ | $l = 4$ |              |
| e) | $n = 5$ | $l = 1$ |              |
| f) | $n = 5$ | $l = 3$ | $m_l = 0$    |
| g) | $n = 6$ | $l = 3$ | $m_l = 1/2$  |

- 2) Identificare quali fra i seguenti insiemi di numeri quantici sono possibili. Per gli insiemi che non sono possibili, indicare l'errore.

- |    |         |         |            |              |
|----|---------|---------|------------|--------------|
| a) | $n = 1$ | $l = 0$ | $m_l = 1$  | $m_s = 1/2$  |
| b) | $n = 9$ | $l = 7$ | $m_l = -6$ | $m_s = -1/2$ |
| c) | $n = 2$ | $l = 1$ | $m_l = 0$  | $m_s = 0$    |
| d) | $n = 1$ | $l = 1$ | $m_l = 1$  | $m_s = 1/2$  |
| e) | $n = 3$ | $l = 2$ | $m_l = -3$ | $m_s = 1/2$  |
| f) | $n = 4$ | $l = 0$ | $m_l = 0$  | $m_s = -1/2$ |

- 3) Stabilire quanti orbitali sono rappresentati da ciascuno dei seguenti simboli:

- |            |         |               |
|------------|---------|---------------|
| a) $4d$    | b) $3f$ | c) $6s$       |
| d) $n = 4$ | e) $5p$ | f) $3d_{z^2}$ |

- 4) Identificare quali fra le seguenti denominazioni di sottolivelli elettronici sono sbagliate:

$3s$ ,  $2d$ ,  $5f$ ,  $4d$ ,  $4g$ ,  $6p$ ,  $3c$ ,  $7g$

Tra quelle corrette sceglierne una e indicare tutti i possibili valori di  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  e  $m_s$  che un elettrone può avere quando appartiene a quel sottolivello.

- 5) Per ciascuna delle seguenti coppie di orbitali indicare quale orbitale ha energia maggiore nel caso di: i) lo ione  $\text{He}^+$ ; ii) l'atomo di carbonio:

- a)  $2s$ ,  $3s$     b)  $3p_x$ ,  $3p_z$     c)  $3p_y$ ,  $3d_{xy}$     d)  $3d_{z^2}$ ,  $4s$

- 6) Considerando le seguenti coppie di orbitali di un atomo polielettronico, indicare quali delle proprietà elencate hanno uguale valore nei due orbitali di ogni coppia: energia elettronica, modulo del momento angolare orbitale, numero quantico magnetico, distanza media dell'elettrone dal nucleo.

- a)  $4s$ ,  $6s$     b)  $5p_z$ ,  $5d_{z^2}$     c)  $3p_x$ ,  $3p_y$     d)  $2p_x$ ,  $5p_z$     e)  $4p_z$ ,  $4d_{xz}$

- 7) Determinare quanti elettroni hanno  $l = 1$  e quanti hanno  $m_l = -1$  nello stato fondamentale dell'atomo di kripto.
- 8) Stabilire a quali elementi appartengono le seguenti configurazioni elettroniche. Se si tratta di configurazioni eccitate, scrivere la configurazione fondamentale dell'elemento.
- a)  $1s^2 2s^2 3p^1$                       b)  $1s^2 2s^2 2p^6$   
c)  $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$                   d)  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5 4p^1$
- 9) Anche se gli elementi chimici finora noti non hanno orbitali  $g$  "occupati" nelle loro configurazioni fondamentali, è possibile che tali orbitali vengano popolati in seguito ad eccitazione. Sapendo che per questi orbitali il valore di  $l$  è 4, determinare (a) il valore minimo di  $n$  che permette l'esistenza di orbitali  $g$ ; (b) quali sono i possibili valori di  $m_l$ ; (c) quanti elettroni possono essere presenti in un sottolivello  $g$  di un atomo.
- 10) Nella configurazione elettronica fondamentale di uno ione di carica +3 e massa 55.93 u vi sono due elettroni con numero quantico principale  $n = 1$ , otto elettroni con  $n = 2$  e quattordici elettroni con  $n = 3$ . Sulla base di questi dati fornire le seguenti informazioni sullo ione:
- a) il numero atomico;  
b) il numero totale di elettroni  $s$ ;  
c) il numero totale di elettroni  $p$ ;  
d) il numero totale di elettroni  $d$ ;  
e) il comportamento magnetico;  
f) il numero di neutroni del nucleo;  
g) la massa di 0.5 moli di ioni.
- Scrivere anche la configurazione elettronica fondamentale dell'atomo neutro.
- 11) Indicare i quattro elementi che, rispettivamente, corrispondono alle seguenti affermazioni:
- a) una configurazione elettronica eccitata è  $1s^2 2s^1 2p^4 3s^1$ ;  
b) la configurazione elettronica fondamentale dello ione di carica  $2+$  è  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ ;  
c) una configurazione elettronica eccitata è  $[\text{Kr}] 4d^9 5s^2$ ;  
d) la configurazione elettronica fondamentale contiene tre elettroni  $6p$  spaiati.
- 12) Gli elementi della prima serie di transizione (numero atomico 21–30) possono formare ioni  $M^{2+}$ . Indicare quali tra questi ioni (a) sono diamagnetici; (b) hanno il massimo numero di elettroni spaiati.
- 13) Spiegare brevemente perché ciascuna delle seguenti combinazioni dei numeri quantici di un elettrone non è possibile per un atomo di fosforo:
- (a)  $n = 2$      $l = 2$      $m_l = 0$      $m_s = -1/2$   
(b)  $n = 3$      $l = 0$      $m_l = 1$      $m_s = 1/2$   
(c)  $n = 6$      $l = 1$      $m_l = -1$      $m_s = -3/2$

Per ogni caso, sostituire i valori sbagliati con quelli corretti.

**Esercizi di Chimica – Struttura elettronica degli atomi (parte II)****RISPOSTE**

- 1) (a) 10 elettroni; (b) 3 elettroni; (c) 32 elettroni; (d) nessun elettrone (se  $n = 4$ ,  $l < 4$ ); (e) 6 elettroni; (f) 2 elettroni; (g) nessun elettrone ( $m_l$  è sempre un numero intero).
- 2) Gli insiemi possibili di numeri quantici sono (b) e (f); (a) non è possibile: se  $l = 0$ ,  $m_l = 0$ ; (c) non è possibile:  $m_s = \pm 1/2$ ; (d) non è possibile: se  $n = 1$ ,  $l = 0$  e  $m_l = 0$ ; (e) non è possibile: se  $l = 2$ ,  $m_l = \pm 2, \pm 1, 0$ .
- 3) (a) 5 orbitali; (b) nessun orbitale (se  $n = 3$ ,  $l_{\max} = 2$ ); (c) 1 orbitale; (d) 16 orbitali; (e) 3 orbitali; (f) 1 orbitale.
- 4)  $2d$ ,  $4g$  e  $3c$ . Tutti i possibili valori di  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  e  $m_s$  che un elettrone può avere quando appartiene al sottolivello  $4d$  sono:  $n = 4$ ;  $l = 2$ ;  $m_l = 2$ , o  $m_l = 1$ , o  $m_l = 0$ , o  $m_l = -1$ , o  $m_l = -2$ ;  $m_s = 1/2$  o  $m_s = -1/2$ .
- 5) Ione  $\text{He}^+$  ( $Z = 2$ ), ione monoelettronico: (a)  $3s$ ; (b) e (c) orbitali degeneri; (d)  $4s$ . Atomo di carbonio ( $Z = 6$ ), atomo polielettronico: (a)  $3s$ ; (b) orbitali degeneri; (c)  $3d_{xy}$ ; (d)  $4s$ .
- 6) Hanno la stessa energia elettronica i due orbitali della coppia (c):  $n = 3$ ,  $l = 1$ . Hanno lo stesso modulo del momento angolare orbitale i due orbitali delle coppie (a):  $l = 0$ , (c) e (d):  $l = 1$ . Hanno lo stesso numero quantico magnetico i due orbitali delle coppie (a), e (b):  $m_l = 0$ . Hanno la stessa distanza media dal nucleo i due orbitali della coppia (c):  $n = 3$ ,  $l = 1$ .
- 7)  $\text{Kr}$  ( $Z = 36$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ :  $l = 1$ , orbitali di tipo  $p$ : 18 elettroni;  $m_l = 1$ , solo quando  $l \geq 1$  esiste un orbitale con  $m_l = 1$  (orbitale  $p$ ,  $d$ , ...): 8 elettroni.
- 8) (a) 5 elettroni,  $Z = 5$ : B ( $1s^2 2s^2 2p^1$ ) configurazione eccitata; (b) 10 elettroni,  $Z = 10$ : Ne ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) configurazione fondamentale; (c) 9 elettroni,  $Z = 9$ : F ( $1s^2 2s^2 2p^5$ ) configurazione eccitata; (d) 26 elettroni,  $Z = 26$ : Fe ( $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ ) configurazione eccitata.
- 9) (a)  $n \geq 5$ ; (b)  $m_l = \pm 4, \pm 3, \pm 2, \pm 1, 0$ ; (c) 18 elettroni.
- 10) (a)  $Z =$  numero di elettroni + carica ionica:  $24 + 3 = 27$ ; ione  $\text{Co}^{3+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$ ; (b) 6 elettroni  $s$ ; (c) 12 elettroni  $p$ ; (d) 6 elettroni  $d$ ; (e) paramagnetico; (f) numero di neutroni  $= A - Z$ :  $56 - 27 = 29$ ; (g) 27.97 g; Co:  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$ .
- 11) (a) 8 elettroni,  $Z = 8$ : O; (b)  $Z = 16 + 2 = 18$ : Ar; (c) 47 elettroni,  $Z = 47$ : Ag; (d) elemento del 6° periodo e del 15° gruppo: Bi.
- 12) (a) ione  $\text{Zn}^{2+}$ ; (b) ione  $\text{Mn}^{2+}$  (5 elettroni spaiati).
- 13) (a) se  $n = 2$ ,  $l \leq 1$ , (2, 1, 0,  $-1/2$ ) oppure (2, 0, 0,  $-1/2$ ); (b) se  $l = 0$ ,  $m_l = 0$ , (3, 0, 0,  $1/2$ ); (c)  $m_s = \pm 1/2$ , (6, 1,  $-1$ ,  $1/2$ ) oppure (6, 1,  $-1$ ,  $-1/2$ ).

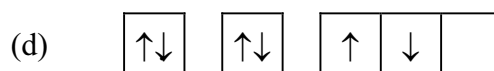
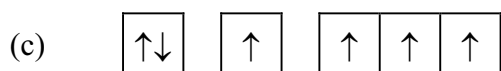
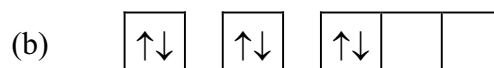
**ESERCIZI DI CHIMICA****Struttura elettronica degli atomi (parte III)**

- 1) I quattro numeri quantici che caratterizzano l'elettrone in un atomo idrogenoide sono i seguenti: 3, 2, 1, 1/2. Indicare: (a) il nome e il simbolo di ciascun numero quantico, (b) il sottolivello al quale appartiene l'elettrone descritto dai numeri quantici sopra riportati, (c) le proprietà dell'elettrone che dipendono dal valore di ciascuno dei suoi numeri quantici.
- 2) Quali valori può assumere il numero quantico secondario,  $l$ , quando  $n = 3$ ? Scrivere i simboli usati per indicare i vari valori di  $l$ , specificando in che cosa differiscono i relativi orbitali nel caso dell'atomo di idrogeno.
- 3) Indicare quali delle seguenti combinazioni di numeri quantici ( $n, l, m_l, m_s$ ) **non** rappresentano una soluzione accettabile per descrivere un elettrone in un atomo:  

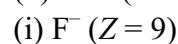
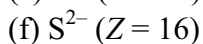
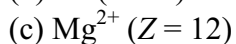
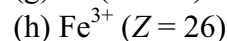
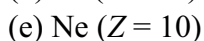
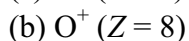
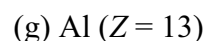
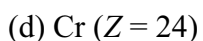
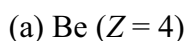
(a) 3, 0, 1, -1/2	(d) 5, 2, 2, 1/2
(b) 2, 2, 0, 1/2	(e) 3, 2, -2, -3/2
(c) 4, 3, -4, -1/2	(f) 4, 0, 0, 1/2
- 4) Per ciascuno degli elettroni del boro nello stato fondamentale scrivere, in tutte le combinazioni possibili, i quattro numeri quantici.
- 5) Per l'elemento con numero atomico 20 scrivere i numeri quantici relativi agli elettroni dell'ultimo livello.
- 6) Quanti orbitali sono necessari per descrivere lo stato fondamentale dell'atomo che ha numero atomico 8? Indicare la composizione nucleare e la configurazione elettronica fondamentale dei due nuclidi  $^{16}_8\text{X}$  e  $^{18}_8\text{X}$ .
- 7) Stabilire quali sono gli elementi i cui elettroni più esterni sono caratterizzati dai numeri quantici  $n = 3$  e  $l = 1$ .
- 8) Per lo ione  $\text{Li}^{2+}$  determinare: (a) l'energia dello stato fondamentale, (b) l'energia di prima eccitazione, (c) l'energia di ionizzazione.
- 9) Individuare i numeri quantici da cui dipende l'energia dell'elettrone (a) in un atomo idrogenoide, (b) in un atomo polielettronico, spiegandone le ragioni.
- 10) Disporre in ordine crescente di energia, evidenziando eventuali casi degeneri, gli elettroni di un atomo polielettronico caratterizzati dai seguenti numeri quantici ( $n, l, m_l, m_s$ ):  

(a) 3, 2, 1, 1/2	(d) 2, 1, 0, 1/2
(b) 2, 1, 1, -1/2	(e) 2, 0, 0, -1/2
(c) 3, 1, -1, -1/2	(f) 3, 2, 0, 1/2

- 11) Determinare il numero dei livelli elettronici con energia diversa caratterizzati da  $n = 4$ :  
 (a) in un atomo idrogenoide, (b) in un atomo polielettronico, (c) in un atomo sottoposto all'azione di un forte campo magnetico.
- 12) Scrivere la configurazione elettronica fondamentale dell'atomo di silicio e suggerire altre tre configurazioni eccitate.
- 13) Spiegare perché i seguenti diagrammi **non** rappresentano lo stato fondamentale del carbonio:



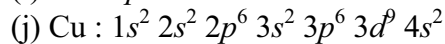
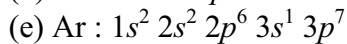
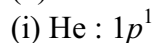
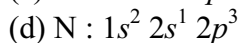
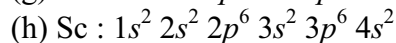
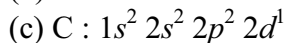
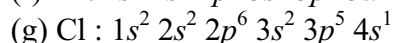
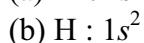
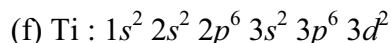
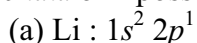
- 14) Scrivere le configurazioni elettroniche fondamentali delle seguenti specie atomiche neutre o ionizzate:



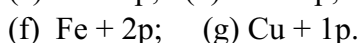
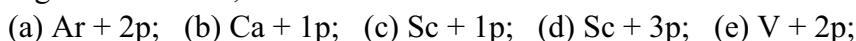
Tra queste configurazioni indicare quelle che sono isoelettroniche.

- 15) Prevedere quali specie atomiche, tra quelle riportate nell'esercizio precedente, dovrebbero essere paramagnetiche ed indicare la specie che dovrebbe interagire maggiormente con un campo magnetico applicato.

- 16) Qui di seguito sono riportate le configurazioni elettroniche di alcuni elementi. Per ciascuna indicare se essa rappresenta l'atomo neutro, uno ione positivo o uno ione negativo, specificando anche se si tratta di una configurazione elettronica fondamentale, eccitata o impossibile.



- 17) Scrivere il nome, il numero atomico e la configurazione elettronica fondamentale degli ioni positivi ottenuti aggiungendo protoni (nel numero indicato) al nucleo di ciascuno dei seguenti elementi, senza cambiare il numero di elettroni:



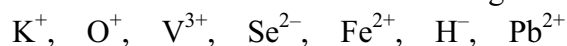
- 18) Considerando un atomo formato da un nucleo con  $Z$  cariche positive e da un elettrone  $2s$ , individuare quali effetti sull'orbitale  $2s$  potrebbe provocare l'aggiunta di un elettrone  $2p_z$  allo stesso atomo.

**Esercizi di Chimica – Struttura elettronica degli atomi (parte III)****RISPOSTE**

- 1) (a) numero quantico principale,  $n = 3$ ; numero quantico azimutale,  $l = 2$ ; numero quantico magnetico,  $m_l = 1$ ; numero quantico di spin,  $m_s = 1/2$ ; (b)  $3d$ ; (c) l'energia elettronica dipende da  $n$ ; il modulo del momento angolare orbitale dipende da  $l$ ; la componente  $z$  del momento angolare orbitale dipende da  $m_l$ ; la componente  $z$  del momento angolare di spin dipende da  $m_s$ .
- 2)  $l = 0, 1, 2$ ;  $l = 0$  orbitali  $s$ ,  $l = 1$  orbitali  $p$ ,  $l = 2$  orbitali  $d$ ; questi orbitali differiscono per la forma della loro superficie limite.
- 3) (a), (b), (c) e (e).
- 4)  $1,0,0,+1/2$ ;  $1,0,0,-1/2$ ;  $2,0,0,+1/2$ ;  $2,0,0,-1/2$ ;  $2,1,0,+1/2$  o  $2,1,0,-1/2$  o  $2,1,-1,+1/2$  o  $2,1,-1,-1/2$  o  $2,1,1,+1/2$  o  $2,1,1,-1/2$ .
- 5) Ca : 4, 0, 0,  $1/2$  e 4, 0, 0,  $-1/2$ .
- 6) 5 orbitali ( $1s, 2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$ );  $^{16}_8\text{X}$ : 8 p e 8 n,  $1s^2 2s^2 2p^4$ ,  $^{18}_8\text{X}$ : 8 p e 10 n;  $1s^2 2s^2 2p^4$ .
- 7) Al, Si, P, S, Cl, Ar.
- 8) (a)  $-122.4$  eV; (b)  $91.8$  eV; (c)  $122.4$  eV.
- 9) (a) numero quantico  $n$ ; (b) numeri quantici  $n$  e  $l$ .
- 10) (e)  $<$  (b) = (d)  $<$  (c)  $<$  (a) = (f); (b) e (d), (a) e (f).
- 11) (a) 1; (b) 4; (c) 32.
- 13) (a) stato impossibile; (b) e (d) stato eccitato della configurazione elettronica fondamentale; (c) configurazione elettronica eccitata.
- 14) (c), (e) e (i) sono specie isoelettroniche.
- 15) (b), (d), (g), (h); (d).
- 16) (a) atomo neutro, eccitato; (b) ione negativo, fondamentale; (c) atomo neutro, impossibile; (d) ione positivo, eccitato; (e) atomo neutro, impossibile; (f) ione positivo, fondamentale; (g) ione negativo, eccitato; (h) ione positivo, eccitato; (i) ione positivo, impossibile; (j) atomo neutro, eccitato.
- 17) (a)  $\text{Ca}^{2+}$ :  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ ; (b)  $\text{Sc}^+$ :  $[\text{Ar}] 3d^1 4s^1$ ; (c)  $\text{Ti}^+$ :  $[\text{Ar}] 3d^2 4s^1$ ; (d)  $\text{Cr}^{3+}$ :  $[\text{Ar}] 3d^3$ ; (e)  $\text{Mn}^{2+}$ :  $[\text{Ar}] 3d^5$ ; (f)  $\text{Ni}^{2+}$ :  $[\text{Ar}] 3d^8$ ; (g)  $\text{Zn}^+$ :  $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$

**ESERCIZI DI CHIMICA****Struttura elettronica e proprietà periodiche degli atomi**

- 1) Scrivere la configurazione elettronica fondamentale dei seguenti ioni:



Per ciascuno ione prevedere le sue proprietà magnetiche e indicare il numero degli elettroni spaiati.

- 2) Alcune rocce lunari presentano un contenuto di zirconio sorprendentemente alto, rispetto a quelle terrestri.

- Scrivere la configurazione elettronica fondamentale dello zirconio.
- Prevedere se a questa configurazione corrisponde un solo stato elettronico.
- Indicare una combinazione possibile dei quattro numeri quantici relativi a ciascuno degli elettroni di valenza dello zirconio.

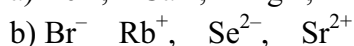
- 3) Nello spettro atomico del cobalto si osserva una riga di assorbimento a 345.35 nm. Indicare a quale regione spettrale appartiene la radiazione assorbita e calcolare:

- la differenza di energia tra i due livelli elettronici responsabili della riga;
- l'energia di ionizzazione dello stato eccitato che si raggiunge in questa transizione, sapendo che l'energia di ionizzazione del cobalto nello stato fondamentale è uguale a  $758 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

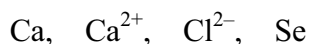
- 4) Calcolare l'energia (in eV) e la lunghezza d'onda del fotone emesso quando l'elettrone di uno ione  $\text{He}^+$  eccitato decade dal livello  $n = 3$  al livello  $n = 2$ . In quale regione dello spettro elettromagnetico cade questa radiazione? Vi aspettate che l'analoga transizione nell'atomo di elio (trascurando la scissione dei sottolivelli) corrisponda a lunghezze d'onda maggiori o minori?

- 5) Fare un esempio di serie isoelettronica e descrivere come variano in essa le dimensioni atomiche e l'energia di ionizzazione, specificando il fattore responsabile di questa variazione.

- 6) Scegliere lo ione più grande in ciascuno dei seguenti raggruppamenti:

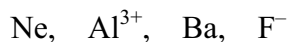


- 7) Disporre i seguenti atomi e ioni in ordine crescente di energia di ionizzazione:



Tra queste specie chimiche individuare quella con dimensioni minori e quella con l'affinità elettronica più negativa.

- 8) Disporre i seguenti atomi e ioni in ordine decrescente delle loro dimensioni:



Tra queste specie chimiche individuare quella con la minore energia di ionizzazione e quella con l'affinità elettronica più negativa.

- 9) Spiegare perché l'energia di prima ionizzazione del potassio (4.3 eV) è minore di quella del calcio (6.1 eV). Prevedere se le energie di seconda ionizzazione dei due elementi seguono ancora quest'andamento.

- 10) Per ognuna delle seguenti coppie di atomi e/o ioni, indicare quello che ha il raggio maggiore:



e prevedere il comportamento magnetico degli ioni della coppia (b).

- 11) Le prime cinque energie di ionizzazione del silicio sono, rispettivamente, 780 kJ mol<sup>-1</sup>, 1575 kJ mol<sup>-1</sup>, 3220 kJ mol<sup>-1</sup>, 4350 kJ mol<sup>-1</sup> e 16100 kJ mol<sup>-1</sup>.

Esaminando questi valori

- a) giustificare l'andamento crescente;
- b) spiegare il forte aumento che si osserva tra EI<sub>4</sub> e EI<sub>5</sub>;
- c) identificare quale tra gli ioni del silicio che si ottengono in questi processi di ionizzazione ha l'affinità elettronica minore;
- d) elencare i cinque ioni secondo le dimensioni crescenti.

- 12) Sapendo che l'energia di ionizzazione del boro è 800 kJ mol<sup>-1</sup>, calcolare la carica nucleare "sentita" dall'elettrone più esterno e spiegare perché il valore trovato è minore della carica nucleare reale.

- 13) Spiegare perché in un atomo l'energia di seconda ionizzazione è sempre maggiore della prima.

- 14) L'energia richiesta per allontanare l'elettrone che si trova nell'orbitale 3s di un atomo di idrogeno eccitato corrisponde a 1.51 eV, mentre per allontanare un elettrone 3s del sodio sono necessari 5.14 eV. Dare una possibile spiegazione di questo fatto.

- 15) Dai valori delle energie di ionizzazione (vedi tabella delle energie di ionizzazione) calcolare l'energia necessaria per formare una mole di ioni ferrosi, Fe<sup>2+</sup><sub>(g)</sub>, e una mole di ioni ferrici, Fe<sup>3+</sup><sub>(g)</sub>, da atomi di ferro gassoso, Fe<sub>(g)</sub>.

**Esercizi di Chimica – Struttura elettronica e proprietà periodiche degli atomi****RISPOSTE**

- 1)  $K^+$  ( $Z = 19$ ) :  $[Ar]$ ; nessun elettrone spaiato, diamagnetico;  $O^+$  ( $Z = 8$ ) :  $1s^2 2s^2 2p^3$ ; 3 elettroni spaiati, paramagnetico;  $V^{3+}$  ( $Z = 23$ ) :  $[Ar] 3d^2$ ; 2 elettroni spaiati, paramagnetico;  $Se^{2-}$  ( $Z = 34$ ) :  $[Kr]$ ; nessun elettrone spaiato, diamagnetico;  $Fe^{2+}$  ( $Z = 26$ ) :  $[Ar] 3d^6$ ; 4 elettroni spaiati, paramagnetico;  $H^-$  ( $Z = 1$ ) :  $1s^2$ ; nessun elettrone spaiato, diamagnetico;  $Pb^{2+}$  ( $Z = 82$ ) :  $[Xe] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$ ; nessun elettrone spaiato, diamagnetico.
- 2) (a)  $Zr$  ( $Z = 40$ ) :  $[Kr] 4d^2 5s^2$ ; (b) no, a questa configurazione corrispondono più stati elettronici perché i 2 elettroni  $4d$  si possono "sistemare" nei 5 orbitali  $d$  in vari modi con diverso momento angolare orbitale totale e diverso momento angolare di spin totale;
- (c)  $n = 4, l = 2, m_l = 2, m_s = 1/2$ ;  $n = 4, l = 2, m_l = 1, m_s = 1/2$ ;  $n = 5, l = 0, m_l = 0, m_s = -1/2$ ;  $n = 5, l = 0, m_l = 0, m_s = 1/2$ ; (per gli elettroni  $4d$  sono però possibili altre combinazioni).
- 3) La radiazione assorbita appartiene alla regione UV; (a)  $346 \text{ kJ mol}^{-1}$  (3.59 eV); (b)  $412 \text{ kJ mol}^{-1}$  (4.27 eV).
- 4) 7.56 eV;  $\lambda = 164 \text{ nm}$ ; regione UV; l'analogia transizione nell'atomo di elio [ $Z_{\text{eff}}(\text{He}) < Z(\text{He}^+)$ ] corrisponde a una lunghezza d'onda maggiore.
- 5) In una serie isoelettronica (ad es.  $H^-$ , He,  $Li^+$ ,  $Be^{2+}$ ,  $B^{3+}$ ,  $C^{4+}$ , ....) le dimensioni atomiche diminuiscono e l'energia di ionizzazione aumenta all'aumentare della carica nucleare effettiva.
- 6) (a) ioni del 2° gruppo, lo ione più grande è quello con  $n$  maggiore:  $Ra^{2+}$  ( $n = 7$ ); (b) serie isoelettronica, lo ione più grande è quello con  $Z$  minore:  $Se^{2-}$  ( $Z = 34$ ).
- 7)  $Cl^- < Ca < Se < Ca^{2+}$ ;  $Ca^{2+}$ : gli elettroni più esterni si trovano nel livello  $n = 3$ , come quelli di  $Cl^-$ , ma questi ultimi "sentono" una carica nucleare effettiva minore;  $Ca^{2+}$ : l'affinità elettronica di  $Ca^{2+}$  è uguale all'energia di seconda ionizzazione di Ca cambiata di segno.
- 8)  $Ba > F^- > Ne > Al^{3+}$ ;  $F^-$ : l'energia di ionizzazione di  $F^-$  è uguale all'affinità elettronica di F cambiata di segno;  $Al^{3+}$ : l'affinità elettronica di  $Al^{3+}$  è uguale all'energia di terza ionizzazione di Al cambiata di segno.
- 9) L'energia di prima ionizzazione del potassio è minore di quella del calcio, perché l'elettrone più esterno del potassio risente di una carica nucleare effettiva minore; l'energia di seconda ionizzazione del potassio invece è maggiore di quella del calcio, perché l'elettrone espulso ha il numero quantico principale inferiore ( $n = 3$ ).
- 10)(a)  $Br^-$  (specie isoelettroniche:  $Z$  minore); (b)  $Ti^{2+}$  (ioni con la stessa carica ionica, appartenenti allo stesso periodo:  $Z$  minore); (c)  $Mn^{2+}$  (ioni dello stesso elemento: carica ionica minore); (d) Rb (elementi dello stesso periodo:  $Z$  minore);  $Co^{2+}$  ( $Z = 27$ ) :  $[Ar] 3d^7$ ; 3 elettroni spaiati, paramagnetico;  $Ti^{2+}$  ( $Z = 22$ ) :  $[Ar] 3d^2$ ; 2 elettroni spaiati, paramagnetico.
- 11)(a) l'andamento crescente delle energie di ionizzazione del silicio è dovuto all'aumento della carica nucleare effettiva a mano a mano che gli elettroni vengono espulsi; (b) nella quinta ionizzazione viene espulso un elettrone  $2p$ ; (c)  $Si^+$  è lo ione con energia di ionizzazione minore; (d)  $Si^{5+} < Si^{4+} < Si^{3+} < Si^{2+} < Si^+$ .
- 12)  $Z_{\text{eff}} = 1.56$ ; la carica nucleare effettiva è minore di quella reale ( $Z = 5$ ) a causa dell'effetto schermante degli altri 4 elettroni.
- 13) A causa dell'aumento della carica nucleare effettiva.
- 14) La carica nucleare effettiva che agisce sull'elettrone  $3s$  del sodio è maggiore di quella che agisce sull'analogo elettrone dell'idrogeno.
- 15)  $Fe^{2+}_{(g)}$ :  $2320 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $Fe^{3+}_{(g)}$ :  $5278 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

**ESERCIZI DI CHIMICA****Struttura elettronica e proprietà periodiche degli atomi**

- 1) Spiegare perché: (a) il I periodo della Tavola Periodica contiene due elementi, mentre il II periodo ne contiene otto, (b) il III periodo è formato da diciotto elementi anziché otto.
- 2) Individuare gli elementi del II periodo che hanno elettroni spaiati nello stato elettronico fondamentale.
- 3) A quale gruppo della Tavola Periodica dovrebbe appartenere l'elemento con  $Z = 114$  che non è stato ancora scoperto?
- 4) Il potassio e il rame allo stato atomico hanno entrambi un elettrone nell'orbitale  $4s$  più esterno, ma appartengono a gruppi diversi. Perché?
- 5) Spiegare per quali ragioni il potassio segue l'argento nella Tavola Periodica, nonostante abbia un peso atomico minore.
- 6) Tra tutti gli elementi del IV periodo indicare quello con: (a) il raggio atomico maggiore, (b) l'energia di prima ionizzazione maggiore, (c) l'affinità elettronica più negativa.
- 7) Tra gli alogeni indicare l'elemento che ha: (a) il raggio atomico più piccolo, (b) l'energia di ionizzazione minore, (c) l'affinità elettronica più negativa.
- 8) Le energie di ionizzazione dei cinque elettroni dell'atomo di boro sono rispettivamente 8.30 eV, 25.15 eV, 37.93 eV, 259.37 eV e 340.22 eV. Interpretare tali valori in base alla configurazione elettronica del boro e dedurre il numero di elettroni di valenza di questo elemento.
- 9) Indicare il numero degli elettroni di valenza di: (a) idrogeno, (b) azoto, (c) magnesio, (d) zolfo, (e) ferro, (f) bromo; (g) xenon.
- 10) La configurazione elettronica fondamentale di un atomo è  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . Ricavare: (a) il numero atomico dell'elemento, (b) il numero di elettroni di valenza, (c) il numero di elettroni spaiati presenti nello stato fondamentale, (d) il gruppo a cui appartiene l'elemento.
- 11) Esiste una relazione tra l'energia di prima ionizzazione dell'atomo di litio e l'affinità elettronica dello ione  $\text{Li}^+$ ?

12) Per ionizzare il sodio atomico è necessaria una energia pari a  $495.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Calcolare la più bassa frequenza dei fotoni in grado di ionizzare il sodio e la relativa lunghezza d'onda.

13) Qui di seguito sono riportati i dati relativi al raggio atomico e all'energia di prima ionizzazione dei metalli alcalini. In base agli andamenti previsti per tali grandezze, stabilire a quale elemento si riferisce ogni coppia di valori.

	Raggio atomico (pm)	Energia di ionizzazione (eV)	Elemento
(a)	277	4.34	.....
(b)	205	5.39	.....
(c)	223	5.14	.....
(d)	334	3.89	.....
(e)	298	4.18	.....

14) Per ciascuna delle coppie elencate indicare l'atomo o lo ione che ha dimensioni minori:

a) P o Cl	d) Mg o Ca	g) Na o Mg
b) Br o Br <sup>-</sup>	e) Cs o Cs <sup>+</sup>	h) Cs <sup>+</sup> o Ba <sup>2+</sup>
c) O <sup>2-</sup> o F <sup>-</sup>	f) Tl <sup>+</sup> o Tl <sup>3+</sup>	i) S o Se <sup>2-</sup>

15) In ciascuna delle coppie elencate identificare l'atomo con energia di prima ionizzazione minore:

a) S o Ar	d) Ba o Sr	g) Cl o I
b) Ar o Kr	e) Cs o Ba	h) Se o Cl
c) Be o B	f) N o O	i) K o Mg

16) Per ciascuna delle coppie elencate indicare l'atomo che ha la maggiore affinità per l'elettrone:

a) Cl o Br	d) K o Ca
b) Se o Br	e) S o Cl
c) Si o Ga	f) As o Ge

17) Un elemento ha le seguenti energie di ionizzazione:

$EI_1 = 500 \text{ kJ mol}^{-1}$ ,  $EI_2 = 1000 \text{ kJ mol}^{-1}$ ,  $EI_3 = 10000 \text{ kJ mol}^{-1}$ ,  $EI_4 = 16000 \text{ kJ mol}^{-1}$ . A quale gruppo della Tavola Periodica appartiene?

18) Dall'esame dei dati riportati nella tabella delle energie di ionizzazione si deduce che per rimuovere un elettrone dallo ione Si<sup>4+</sup> è necessaria un'energia pari a 168 eV, mentre bastano 65 eV per allontanare un elettrone dallo ione P<sup>4+</sup>. Spiegare il motivo di questa grande differenza.

19) Indicare in quale parte della Tavola Periodica si trovano: (a) gli elementi che hanno la più alta energia di prima ionizzazione, (b) gli elementi che formano più facilmente ioni positivi, (c) gli elementi che formano più facilmente ioni negativi.

**Esercizi di Chimica – Struttura elettronica e proprietà periodiche degli atomi****RISPOSTE**

- 1) Il criterio seguito attualmente per costruire la Tavola Periodica è quello di ordinare i vari elementi secondo il numero atomico crescente e di iniziare un nuovo periodo quando, in accordo con il principio dell'Aufbau, si inizia ad "occupare" un sottolivello  $s$ .
- 2) Li, B, C, N, O e F.
- 3) 14° gruppo.
- 4) K e Cu appartengono a gruppi diversi, perché nel K il sottolivello completamente pieno è  $3p$  ed ha un'energia molto minore del sottolivello  $4s$ , mentre nel Cu il sottolivello completamente pieno è  $3d$  che ha un'energia quasi uguale a quella del sottolivello  $4s$ .
- 6) (a) K; (b) Kr; (c) Br.
- 7) (a) F; (b) I; (c) Cl.
- 8) 3 elettroni di valenza.
- 9) (a) 1; (b) 5; (c) 2; (d) 6; (e) 8; (f) 7; (g) 8.
- 10)(a)  $Z = 15$ ; (b) 5 elettroni di valenza; (c) 3 elettroni spaiati; (d) 15° gruppo.
- 11) L'energia di prima ionizzazione dell'atomo di Li, è uguale in valore assoluto, ma di segno contrario, all'affinità elettronica dello ione  $\text{Li}^+$  (5.39 eV).
- 12)  $\nu = 1,242 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ;  $\lambda = 241.4 \text{ nm}$ .
- 13)(a) K, (b) Li, (c) Na, (d) Cs, (e) Rb.
- 14)(a) Cl; (b) Br; (c)  $\text{F}^-$ ; (d) Mg; (e)  $\text{Cs}^+$ ; (f)  $\text{Tl}^{3+}$ ; (g) Mg; (h)  $\text{Ba}^{2+}$ ; (i) S.
- 15)(a) S; (b) Kr; (c) B; (d) Ba; (e) Cs; (f) O; (g) I; (h) Se; (i) K.
- 16)(a) Cl; (b) Br; (c) Si; (d) K; (e) Cl; (f) Ge.
- 17) II gruppo.
- 18) L'energia richiesta per allontanare un elettrone  $3s$  del fosforo è notevolmente minore di quella richiesta per allontanare un elettrone  $2p$  del silicio, sia perché il numero quantico  $n$  è maggiore, sia perché la carica nucleare effettiva è minore.
- 19)(a) in alto a destra; (b) in basso a sinistra; (c) in alto a destra (esclusi i gas nobili).

**ESERCIZI DI CHIMICA****Legame chimico: legame covalente (parte I)**

- 1) Indicare quanti legami covalenti può formare un atomo di:  
a) ossigeno    b) carbonio    c) iodio    d) boro    e) fluoro    f) selenio
- 2) Prevedere i composti dell'idrogeno con elementi aventi 4, 6, o 7 elettroni di valenza.
- 3) Scrivere le formule minime dei composti binari covalenti fra  
a) antimonio e cloro                      b) fosforo e ossigeno                      c) silicio e fluoro  
d) azoto e cloro                              e) xenon e fluoro                              f) germanio e ossigeno
- 4) Prevedere quale tra questi due composti,  $\text{PH}_5$  e  $\text{PCl}_5$ , non esiste.
- 5) Determinare le formule molecolari e scrivere le strutture di Lewis delle specie chimiche (non radicaliche) contenenti i seguenti elementi: (a) azoto e idrogeno, (b) silicio e cloro, (c) tellurio e idrogeno, (d) boro e fluoro, (e) carbonio e ossigeno, (f) idrogeno e berillio, (g) zolfo e fluoro, (h) fosforo e cloro.  
Individuare le specie chimiche che non rispettano la regola dell'ottetto.
- 6) Discutere la differenza formale tra un legame covalente e un legame dativo, facendo qualche esempio.
- 7) Discutere la differenza fra l'affinità elettronica e l'elettronegatività di un atomo e spiegare perché: (a) l'elettronegatività aumenta dal sodio al cloro, (b) all'argo non viene assegnato, di solito, un valore di elettronegatività.
- 8) Senza consultare la tabella dei valori di elettronegatività, ma basandosi esclusivamente sulla posizione dei vari elementi nella Tavola Periodica, prevedere quale elemento tra quelli elencati in ciascuna serie ha la maggiore elettronegatività:  
a) O, P, S;    b) Mg, Al, Si;    c) S, Cl, Br;    d) C, Si, N
- 9) Sperimentalmente si trova che il momento dipolare della molecola HF è un vettore diretto dall'idrogeno al fluoro con modulo pari a  $6.37 \times 10^{-30}$  C m. Sapendo che la distanza internucleare è 91.7 pm, calcolare il valore (in unità di carica elettronica) e il segno della carica presente su ciascun atomo. Discutere questi dati sulla base dell'elettronegatività degli elementi.
- 10) Dai valori di elettronegatività degli elementi stabilire per ogni coppia quale legame ha un carattere maggiormente polare:  
(a) O-F o S-F, (b) O-F o O-Si, (c) N-H o S-H, (d) Sn-I o C-I

- 11) Per ciascuna delle seguenti coppie, indicare il composto con i legami più polari:  
a)  $\text{BF}_3$  e  $\text{CCl}_4$                       b)  $\text{OF}_2$  e  $\text{BeF}_2$                       c)  $\text{PF}_3$  e  $\text{PI}_3$   
d)  $\text{SiO}_2$  e  $\text{SiCl}_4$                       e)  $\text{CCl}_4$  e  $\text{GeCl}_4$                       f)  $\text{TeF}_6$  e  $\text{XeF}_6$
- 12) Supponendo che l'asse di legame coincida con l'asse  $z$ , prevedere se dalla sovrapposizione degli orbitali di due atomi contigui, indicati in ciascuna delle seguenti coppie, si possa formare un legame  $\sigma$ , in caso affermativo, indicare di quale tipo:  
a)  $1s, 1s$     b)  $2s, 3p_y$     c)  $2p_x, 2p_x$     d)  $3d_{z^2}, 1s$     e)  $2s, 4p_z$     f)  $3p_x, 3p_z$     g)  $3p_y, 3d_{xy}$
- 13) Descrivere le caratteristiche dei legami  $\sigma$  e  $\pi$  e stabilire in quali delle seguenti molecole è presente un triplo legame:  
 $\text{NH}_3$      $\text{SO}_3$      $\text{HCN}$      $\text{H}_2$      $\text{Cl}_2$      $\text{N}_2$      $\text{O}_2$      $\text{O}_3$
- 14) Spiegare perché la distanza internucleare tra i due atomi di carbonio in  $\text{C}_2\text{H}_6$  è maggiore di quella in  $\text{C}_2\text{H}_4$ .
- 15) Individuare il legame azoto-azoto più corto tra le seguenti molecole:  
a)  $\text{N}_2\text{H}_4$     b)  $\text{N}_2$     c)  $\text{N}_2\text{O}_4$     d)  $\text{N}_2\text{O}$
- 16) Scrivere la formula di struttura di Lewis e prevedere la geometria delle seguenti molecole, secondo la regola delle repulsioni delle coppie elettroniche, indicando tra parentesi la disposizione spaziale delle coppie elettroniche intorno all'atomo centrale: (a) dicloruro di tellurio, (b) diossido di zolfo, (c) difluoruro di cripto, (d) tetracloruro di silicio, (e) tetrossido di xeno, (f) pentafluoruro di bromo.
- 17) Individuare quali delle seguenti molecole e ioni poliatomici sono lineari:  
 $\text{HCN}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{ClO}_2^-$ ,  $\text{IF}_2^+$ ,  $\text{IF}_2^-$ ,  $\text{XeO}_2$ .
- 18) Individuare quali delle seguenti molecole e ioni poliatomici sono trigonali planari:  
 $\text{BF}_3$ ,  $\text{BO}_3^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PF}_3$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{IF}_3$ ,  $\text{XeO}_3$ .
- 19) Identificare tra le molecole elencate nell'esercizio 11 quelle polari.
- 20) Indicare quali specie chimiche dell'esercizio 18 devono essere rappresentate da più formule di struttura equivalenti e, per ciascuna specie, scrivere tutte le strutture di risonanza.

**Esercizi di Chimica – Legame chimico: legame covalente (parte I)****RISPOSTE**

- 1) (a) 2; (b) (2), 4; (c) 1, 3, 5, 7; (d) 3; (e) 1; (f) 2, 4, 6.
- 2)  $\text{XH}_4$ ,  $\text{XH}_2$ ,  $\text{XH}$ .
- 3) (a)  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{SbCl}_5$ ; (b)  $\text{P}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; (c)  $\text{SiF}_4$ ; (d)  $\text{NCl}_3$ ; (e)  $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{XeF}_6$ ; (f)  $\text{GeO}_2$ .
- 4)  $\text{PH}_5$ .
- 5) (a)  $\text{NH}_3$ ; (b) ( $\text{SiCl}_2$ ),  $\text{SiCl}_4$ ; (c)  $\text{H}_2\text{Te}$ ; (d)  $\text{BF}_3$ ; (e)  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ; (f)  $\text{BeH}_2$ ; (g) ( $\text{SF}_2$ ),  $\text{SF}_4$ ,  $\text{SF}_6$ ; (h)  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{PCl}_5$ ; (tra parentesi sono scritte le specie molecolari che in condizioni normali sono molto meno stabili delle altre specie formate dalla stessa coppia di elementi).  
 $\text{SiCl}_2$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{SF}_6$ ,  $\text{PCl}_5$  non rispettano la regola dell'ottetto.
- 8) (a) O; (b) Si; (c) Cl; (d) N.
- 9)  $\delta = 0.434 e$ ; H:  $+\delta$ ; F:  $-\delta$ .
- 10)(a) S–F; (b) O–Si; (c) N–H; (d) Sn–I.
- 11)(a)  $\text{BF}_3$ ; (b)  $\text{BeF}_2$ ; (c)  $\text{PF}_3$ ; (d)  $\text{SiO}_2$ ; (e)  $\text{GeCl}_4$ ; (f)  $\text{TeF}_6$ .
- 12)(a) legame  $\sigma$ , (b) nessun legame, (c) legame  $\pi$ , (d) legame  $\sigma$ , (e) legame  $\sigma$ , (f) nessun legame, (g) legame  $\pi$ .
- 13)  $\text{HCN}$  e  $\text{N}_2$ .
- 14) Il legame C–C in  $\text{C}_2\text{H}_6$  è un legame semplice, mentre in  $\text{C}_2\text{H}_4$  è un legame doppio.
- 15)(b)  $\text{N}_2$ : triplo legame.
- 16)(a)  $\text{TeCl}_2$ : piegata [angolo  $< 109.5^\circ$ ] (tetraedrica); (b)  $\text{SO}_2$ : piegata [angolo  $< 120^\circ$ ] (triangolare planare); (c)  $\text{KrF}_2$ : lineare (bipiramidale triangolare); (d)  $\text{SiCl}_4$ : tetraedrica [angolo  $= 109.5^\circ$ ] (tetraedrica); (e)  $\text{XeO}_4$ : tetraedrica [angolo  $= 109.5^\circ$ ] (tetraedrica); (f)  $\text{BrF}_5$ : piramidale tetragonale (ottaedrica).
- 17)  $\text{HCN}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{IF}_2^-$ .
- 18)  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BO}_3^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_3$ .
- 19)  $\text{OF}_2$ ,  $\text{PF}_3$ ,  $\text{PI}_3$ .
- 20)  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{ClO}_3^-$ .

**ESERCIZI DI CHIMICA****Legame chimico: legame covalente (parte II)**

- 1) Determinare le formule molecolari, scrivere le formule di struttura di Lewis e prevedere la geometria e la polarità di tutti i composti binari contenenti i seguenti elementi:
  - a) selenio e fluoro
  - b) selenio e idrogeno
- 2) Individuare quali tra le specie chimiche elencate devono essere rappresentate con strutture di risonanza equivalenti e scrivere le strutture relative:
  - a) cloroformio,  $\text{CHCl}_3$ ; b) ione fosfato,  $\text{PO}_4^{3-}$ ; c) fosgene,  $\text{COCl}_2$ ; d) ione esafluorosilicato,  $\text{SiF}_6^{2-}$ ; e) ione solfato,  $\text{SO}_4^{2-}$ ; f) acido solforico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; g) ozono,  $\text{O}_3$ ; h) ione perossido,  $\text{O}_2^{2-}$ ; i) ione carbonato,  $\text{CO}_3^{2-}$ .
- 3) Quando il fosforo reagisce con un eccesso di cloro si forma il pentacloruro di fosforo. Allo stato liquido e gassoso questa sostanza è costituita da molecole discrete  $\text{PCl}_5$ , mentre allo stato solido è una miscela 1:1 di ioni  $\text{PCl}_4^+$  e  $\text{PCl}_6^-$ . Prevedere la geometria di tutte queste specie chimiche e i loro angoli di legame.
- 4) Stabilire quale è il legame più polare tra C–F, N–F e O–F. Spiegare la differenza tra la risposta data e i valori sperimentali dei seguenti momenti dipolari:  
 $\text{F}_2\text{O}$  ( $\mu = 0.21 \text{ D}$ )       $\text{NF}_3$  ( $\mu = 0.21 \text{ D}$ )       $\text{CF}_4$  ( $\mu = 0.00 \text{ D}$ )
- 5) Prevedere come varia il valore del momento dipolare del legame X–Cl, passando da X = Al a X = S. Confrontare la risposta data con le previsioni sul momento dipolare delle seguenti molecole:  
 $\text{AlCl}_3$        $\text{SiCl}_4$        $\text{PCl}_3$        $\text{SCl}_2$
- 6) Scrivere le formule di struttura di Lewis delle seguenti specie chimiche, prevedere la loro geometria, valutando anche gli angoli di legame, e, limitatamente alle specie molecolari neutre, indicare se sono polari o no:
  - a)  $\text{SF}_6$       b)  $\text{O}_3$       c)  $\text{BF}_4^-$       d)  $\text{IF}_4^+$       e)  $\text{SOF}_4$       f)  $\text{XeOF}_4$
- 7) Scrivere le formule di struttura di Lewis delle seguenti specie chimiche:
  - a)  $\text{SeF}_3^+$       b)  $\text{ICl}_4^-$       c)  $\text{XeF}_4$       d)  $\text{SO}_3^{2-}$       e)  $\text{IF}_5$       f)  $\text{H}_3\text{O}^+$       g)  $\text{PO}_3^{3-}$       h)  $\text{XeF}_5^+$Prevedere la loro geometria e gli angoli di legame. Quali conclusioni si possono trarre esaminando le strutture delle specie chimiche che contengono lo stesso numero di atomi e lo stesso numero di elettroni di valenza?

- 8) In ciascuna delle seguenti coppie di molecole una delle due specie non esiste o esiste solo in condizioni molto particolari:

a)  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CH}_5$     b)  $\text{PH}_5$ ,  $\text{PCl}_5$     c)  $\text{OF}_6$ ,  $\text{SF}_6$     d)  $\text{HC}\equiv\text{CH}$ ,  $\text{HSi}\equiv\text{SiH}$

Identificare in ciascun caso questa specie e spiegare le ragioni della scelta fatta.

- 9) Una delle forme allotropiche del fosforo, il fosforo bianco, è costituita da molecole tetredriche  $\text{P}_4$ . Disegnare la sua struttura molecolare, valutare l'angolo di legame P–P–P e spiegare perché il fosforo, a differenza dell'azoto, non forma un triplo legame stabile.

- 10) Le molecole che appartengono a ciascuno dei seguenti raggruppamenti hanno formule analoghe, ma geometrie diverse:

a)  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{SF}_4$ ,  $\text{XeF}_4$     b)  $\text{BF}_3$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{ClF}_3$

Indicare la geometria delle varie molecole e chiarire il motivo della diversità.

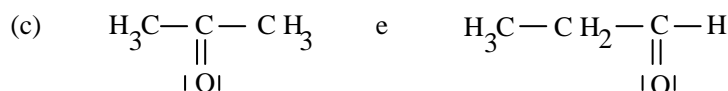
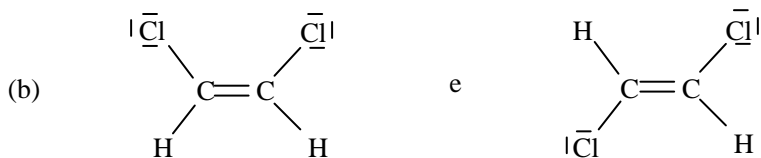
- 11) Scrivere la formula di struttura dei vari ossidi di azoto ( $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$  e  $\text{N}_2\text{O}_5$ ), indicando la geometria, le proprietà magnetiche e la loro tendenza a dimerizzare.

- 12) Prevedere la geometria di  $\text{NO}_2^+$  e di  $\text{NO}_3^-$  e confrontare la distanza del legame N–O nei due ioni, indicando in quale dei due il legame è più lungo.

- 13) Indicare se ciascuna delle seguenti asserzioni sulla geometria delle molecole è *sempre*, *spesso* o *mai* vera e illustrarlo con esempi:

- a) le molecole costituite da cinque atomi sono tetraedriche;  
 b) le molecole biatomiche hanno una forma lineare;  
 c) le molecole che contengono un non metallo del secondo periodo come atomo centrale sono piramidi a base quadrata.

- 14) Tra le seguenti coppie di formule individuare quella che rappresenta le forme di risonanza di una stessa specie chimica:



- 15) Ordinare i seguenti composti secondo la lunghezza del legame C–O crescente:

a)  $\text{CO}$     b)  $\text{CO}_3^{2-}$     c)  $\text{CO}_2$

**Esercizi di Chimica – Legame chimico: legame covalente (parte II)****RISPOSTE**

- 1) (a)  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ ,  ${}^{25}_{12}\text{Mg}$ ,  ${}^{26}_{12}\text{Mg}$ . (b) 24.31 u. (c) 24.31 g. (d)  $2.48 \times 10^{22}$  atomi di Mg;  $2.32 \times 10^{22}$  atomi di  ${}^{26}\text{Mg}$ .
- 2)  ${}^{107}\text{Ag}$ : 51.84%;  ${}^{109}\text{Ag}$ : 48.16%.
- 3) Sono presenti più atomi di boro in 5.0 mg, perché il numero di atomi di un elemento è dato dal rapporto tra la massa e la sua *massa molare* e quindi, a parità di massa, il campione dell'elemento più leggero (il boro) contiene più atomi.
- 4) Dalla definizione di *mole* si deduce che 0.5 moli di neon e 0.5 moli di sodio contengono lo stesso numero di atomi ( $3.0 \times 10^{23}$ ); 1.14 g di sodio.
- 5) (a) 58.17 MeV; (b)  $5.613 \times 10^9 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- 6)  $m({}^{11}_5\text{B}) = 11.009 \text{ u}$ ; confrontando questo valore con quello del peso atomico del boro (10.81 u) riportato nella Tavola Periodica, si deduce che la miscela isotopica naturale del boro deve essere costituita da almeno due isotopi.
- 7)  $\Delta E({}^{35}\text{Cl}) = 298.21 \text{ MeV}$ ;  $\Delta E(0.250 \text{ moli di } {}^{35}\text{Cl}) = 7.19 \times 10^{12} \text{ J}$ ;  $\Delta E({}^{37}\text{Cl}) = 317.09 \text{ MeV}$ ;  $\Delta E(0.250 \text{ moli di } {}^{37}\text{Cl}) = 7.65 \times 10^{12} \text{ J}$ ; dai valori dell'energia di legame nucleare dei due isotopi risulta che  ${}^{37}\text{Cl}$  è leggermente più stabile di  ${}^{35}\text{Cl}$ ; il valore del peso atomico del cloro (35.45 u) si avvicina di più alla massa atomica di  ${}^{35}\text{Cl}$  e quindi  ${}^{35}\text{Cl}$  è l'isotopo più abbondante.
- 8) (a)  $8.694 \times 10^{-2}$  moli di  $\text{NO}_2$ ; (b)  $5.236 \times 10^{22}$  molecole di  $\text{NO}_2$ .

**ESERCIZI DI CHIMICA****Legame chimico: legame covalente (parte III)**

- 1) Discutere quali sono le condizioni che si devono verificare, secondo la teoria degli orbitali molecolari, affinché due O.A. possano combinarsi efficacemente per formare un O.M.
- 2) Spiegare perché la molecola  $O_2$  è paramagnetica, mentre la molecola  $N_2$  non lo è.
- 3) Ciascun atomo di boro ha tre elettroni di valenza. Spiegare perché nella molecola  $B_2$  non vi è un triplo legame, come in quella dell'azoto.
- 4) Valutare l'ordine di legame degli ioni gassosi  $C_2^+$ ,  $C_2^-$  e  $C_2^{2-}$ .
- 5) Disporre le specie chimiche  $CN$ ,  $CN^+$  e  $CN^-$  secondo l'ordine crescente di distanza di legame e le specie chimiche  $NO$ ,  $NO^+$  e  $NO^-$  secondo l'ordine crescente di energia di legame.
- 6) Esaminare le tre specie biatomiche  $OF$ ,  $OF^+$  e  $OF^-$  e fornire una breve analisi dei rispettivi ordini di legame, lunghezze di legame, proprietà magnetiche (diamagnetiche o paramagnetiche) ed energie di dissociazione.
- 7) Descrivere la struttura elettronica dello ione perossido,  $O_2^{2-}$ , e dello ione superossido,  $O_2^-$ . Confrontare la forza del legame  $O-O$  di questi ioni con quella della molecola  $O_2$ .
- 8) Per ciascuna delle coppie indicate confrontare le proprietà di legame della molecola con quelle della specie ionica:  
a)  $N_2$ ,  $N_2^+$       b)  $NO$ ,  $NO^-$       c)  $Be_2$ ,  $Be_2^+$
- 9) Spiegare perché  $O_2^-$  ha un legame più lungo di  $O_2$  (133 pm rispetto a 121 pm), mentre  $CN^-$  ha un legame più corto di  $CN$  (109 pm rispetto a 118 pm).
- 10) Tra le molecole biatomiche elencate identificare le specie paramagnetiche:  
 $B_2$ ,  $BN$ ,  $CN^+$ ,  $NO^+$ ,  $NO^-$ ,  $NF$
- 11) Tra i seguenti ioni biatomici  $C_2^{2-}$ ,  $O_2^{2-}$ ,  $F_2^+$  indicare: (a) lo ione con il legame più forte; (b) lo ione con il legame più lungo; (c) lo ione paramagnetico.

- 12) I processi chimici più importanti nelle varie regioni dell'atmosfera terrestre sono quelli che coinvolgono i due gas più abbondanti, cioè azoto e ossigeno. Sapendo che l'energia di legame di  $O_2$  è  $496 \text{ kJ mol}^{-1}$ , calcolare la massima lunghezza d'onda dei fotoni emessi dal Sole capaci di dissociare la molecola e prevedere se questa radiazione è in grado di dissociare anche lo ione  $O_2^+$ .
- 13) Discutere in termini di orbitali molecolari le caratteristiche delle seguenti molecole interstellari:  $H_2$ ,  $OH$ ,  $C_2$ ,  $NO$ ,  $CN$ ,  $CO$ .

### Esercizi di Chimica – Legame chimico: legame covalente (parte III)

#### RISPOSTE

- 2) Dalle configurazioni elettroniche delle due molecole si può notare che in  $N_2$  tutti gli elettroni sono accoppiati, mentre in  $O_2$  sono presenti due elettroni spaiati
- 3) Secondo la teoria degli orbitali molecolari la molecola  $B_2$  ha un ordine di legame uguale a 1
- 4)  $C_2^+$  : 1.5;  $C_2^-$  : 2.5;  $C_2^{2-}$  : 3
- 5)  $CN$  : O.L. = 2.5;  $CN^+$  : O.L. = 2;  $CN^-$  : O.L. = 3; distanza di legame :  $CN^- < CN < CN^+$   
 $NO$  : O.L. = 2.5;  $NO^+$  : O.L. = 3;  $NO^-$  : O.L. = 2; energia di legame :  $NO^- < NO < NO^+$ .
- 6)  $OF$  :  $KK(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^4(\pi_{2p}^*)^3$ ; un elettrone spaiato: paramagnetico; O.L. = 1.5;  
 $OF^+$  :  $KK(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^4(\pi_{2p}^*)^2$ ; due elettroni spaiati: paramagnetico; O.L. = 2;  
 $OF^-$  :  $KK(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^4(\pi_{2p}^*)^4$ ; nessun elettrone spaiato: diamagnetico; O.L. = 1;  
 la lunghezza del legame O–F aumenta nell'ordine:  $OF^+ < OF < OF^-$ , mentre l'energia di dissociazione aumenta nell'ordine:  $OF^- < OF < OF^+$
- 7)  $O_2^{2-}$  :  $KK(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^4(\pi_{2p}^*)^4$   
 $O_2^-$  :  $KK(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^4(\pi_{2p}^*)^3$   
 forza di legame :  $O_2 > O_2^- > O_2^{2-}$
- 10)  $B_2$ ,  $NO^-$ ,  $NF$
- 11) Dalle configurazioni elettroniche di questi ioni si può dedurre l'ordine di legame e il numero di elettroni spaiati:  
 $C_2^{2-}$  : O.L. = 3, (è lo ione con il legame più forte); nessun elettrone spaiato: diamagnetico;  
 $O_2^{2-}$  : O.L. = 1, (è lo ione con il legame più lungo); nessun elettrone spaiato: diamagnetico;  
 $F_2^+$  : O.L. = 1.5; un elettrone spaiato: paramagnetico.
- 12)  $\lambda = 241 \text{ nm}$ ; in  $O_2^+$  l'ordine di legame è maggiore, perciò l'energia di legame sarà maggiore; di conseguenza fotoni con  $\lambda = 241 \text{ nm}$  non sono in grado di dissociare lo ione  $O_2^+$ .

## ESERCIZI DI CHIMICA

### Legame chimico (parte I)

- 1) Scrivere le formule dei composti formati dalle seguenti coppie di ioni:  
a)  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{ClO}_4^-$       b)  $\text{Fe}^{3+}$  e  $\text{S}^{2-}$       c)  $\text{Cu}^+$  e  $\text{O}^{2-}$   
d)  $\text{Ti}^+$  e  $\text{N}^{3-}$       e)  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{PO}_4^{3-}$       f)  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{SO}_4^{2-}$   
g)  $\text{K}^+$  e  $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$       h)  $\text{Sn}^{4+}$  e  $\text{NO}_3^-$       i)  $\text{Ba}^{2+}$  e  $\text{CO}_3^{2-}$
- 2) Tra i seguenti composti identificare quello con legame prevalentemente ionico:  
a)  $\text{HCl}$       b)  $\text{H}_2\text{O}$       c)  $\text{NaH}$       d)  $\text{CH}_4$       e)  $\text{H}_2\text{O}_2$
- 3) Indicare quali dei seguenti elementi formano specie elementari metalliche:  
litio      fosforo      calcio      carbonio      bromo      nichel      rame
- 4) Scrivere la formula chimica di un composto binario formato dalle seguenti coppie di elementi e prevedere se esso è prevalentemente ionico o covalente:  
a)  $\text{H}$  e  $\text{Cl}$       b)  $\text{Cs}$  e  $\text{F}$       c)  $\text{Si}$  e  $\text{Cl}$       d)  $\text{F}$  e  $\text{N}$       e)  $\text{Ca}$  e  $\text{H}$       f)  $\text{K}$  e  $\text{S}$
- 5) Indicare quali delle seguenti specie covalenti molecolari possono formare legami idrogeno:       $\text{H}_2$        $\text{HF}$        $\text{HBr}$        $\text{NH}_3$        $\text{CH}_4$        $\text{C}_6\text{H}_6$        $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 6) Per ciascuna delle seguenti coppie indicare la specie più polarizzabile:  
a)  $\text{CH}_4$  o  $\text{GeH}_4$       b)  $\text{COS}$  o  $\text{COSe}$       c)  $\text{I}^-$  o  $\text{I}_3^-$
- 7) Disporre in ordine di potere polarizzante crescente i cationi dei seguenti elementi:  
alluminio      cesio      magnesio      sodio  
Prevedere quale tra i cloruri di questi elementi manifesterà il massimo carattere ionico.
- 8) Per ciascuna delle seguenti coppie di anioni, indicare quello più polarizzabile:  
a)  $\text{I}^-$  o  $\text{Cl}^-$       b)  $\text{O}^-$  o  $\text{O}^{2-}$       c)  $\text{N}^{3-}$  o  $\text{F}^-$       d)  $\text{O}^{2-}$  o  $\text{S}^{2-}$
- 9) Indicare quali sono le forze attrattive prevalenti che si devono vincere o quali sono i legami che si devono rompere per a) fondere il solfuro di potassio; b) bollire il fluoruro di idrogeno; c) fondere il rame; d) sublimare il diossido di carbonio; e) evaporare il tricloruro di arsenico; f) sciogliere  $\text{I}_2$  in acqua; g) sciogliere  $\text{I}_2$  in tetracloruro di carbonio.
- 10) Per ciascuna delle coppie elencate stabilire quale specie chimica ha la temperatura di ebollizione maggiore e commentare la risposta.  
a) carbonio o zolfo      b) cloruro di iodio o cloruro di sodio  
c) ossigeno molecolare o ozono      d) ossido di magnesio o bromuro di potassio  
e) cesio o bario      f) acqua o cloruro di idrogeno

- 11) Tra il solfato di sodio e il tricloruro di fosforo indicare quale sostanza ha la temperatura di fusione più alta.
- 12) Disporre le seguenti sostanze in ordine decrescente del loro punto di ebollizione:  
solfuro di idrogeno                      acqua                      metanofosfato di calcio
- 13) Identificare la natura dei vari legami nelle seguenti sostanze:  
a)  $\text{NaNO}_3$                       b)  $\text{NH}_4\text{Cl}$                       c)  $\text{CaSO}_4$
- 14) In ciascuna delle coppie elencate individuare per quale composto si ha la maggiore polarizzazione dell'anione:  
a)  $\text{CuI}$  o  $\text{CuI}_2$                       b)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  o  $\text{Al}_2\text{S}_3$                       c)  $\text{BeI}_2$  o  $\text{MgI}_2$
- 15) Spiegare perché un catione è in genere meno polarizzabile di un anione.
- 16) Indicare i vari tipi di legame presenti nel ghiaccio.
- 17) Quanti legami a idrogeno può formare una molecola d'acqua?
- 18) Discutere l'andamento della temperatura di fusione dei tetraalogenuri di carbonio:  
 $\text{CF}_4$                        $\text{CCl}_4$                        $\text{CBr}_4$                        $\text{CI}_4$
- 19) Per trasferire gli elettroni dalla banda di valenza alla banda di conducibilità in un cristallo di diamante, è necessario fornire un'energia di  $502 \text{ kJ mol}^{-1}$  (pari a 5.2 eV). Calcolare la frequenza e la lunghezza d'onda della radiazione eccitatrice, indicando a quale regione dello spettro elettromagnetico appartiene.
- 20) Spiegare perché il diossido di carbonio,  $\text{CO}_2$ , e la silice,  $\text{SiO}_2$ , pur avendo formule simili, hanno proprietà fisiche tanto diverse.
- 21) È noto che le radiazioni elettromagnetiche possono provocare l'estrazione di elettroni dai metalli (fenomeno fotoelettrico). Quale metallo, tra il sodio e il cesio, richiede fotoni di lunghezza d'onda maggiore per emettere elettroni? Perché?
- 22) Precisare quali forze intermolecolari sono presenti nell'ammoniaca e nel metano liquidi e identificare quale delle due sostanze ha la temperatura di ebollizione più bassa.
- 23) Indicare quali forze attrattive si devono vincere o quali legami si devono rompere per portare dallo stato solido a quello gassoso le seguenti specie chimiche:  
a) cloruro di calcio                      b) acqua                      c) tricloruro di fosforo  
d) sodio                      e) diamante                      f) zolfo  
g) diossido di carbonio                      h) bromuro di idrogeno

**Esercizi di Chimica – Legame chimico (parte I)****RISPOSTE**

- 1) a)  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ ; b)  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ; c)  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; d)  $\text{Ti}_3\text{N}$ ; e)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ; f)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ; g)  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ ; h)  $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$ ; i)  $\text{BaCO}_3$
- 2)  $\text{NaH}$
- 3) Li, Ca, Ni, Cu
- 4) a)  $\text{HCl}$  (covalente); b)  $\text{CsF}$  (ionico); c)  $\text{SiCl}_4$  (covalente); d)  $\text{NF}_3$  (covalente); e)  $\text{CaH}_2$  (ionico); f)  $\text{K}_2\text{S}$  (ionico)
- 5)  $\text{HF}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 6) a)  $\text{GeH}_4$ ; b)  $\text{COSe}$ ; c)  $\text{I}_3^-$
- 7)  $\text{Cs}^+ < \text{Na}^+ < \text{Mg}^{2+} < \text{Al}^{3+}$ ;  $\text{CsCl}$
- 8) a)  $\text{I}^-$ ; b)  $\text{O}^{2-}$ ; c)  $\text{N}^{3-}$ ; d)  $\text{S}^{2-}$
- 9) a) legami ionici; b) legami a idrogeno; c) legami metallici; d) forze di dispersione di London; e) interazioni dipolo-dipolo e forze di dispersione di London; f) forze di dispersione di London per  $\text{I}_2$  e legami a idrogeno per  $\text{H}_2\text{O}$ ; g) forze di dispersione di London per  $\text{I}_2$  e  $\text{CCl}_4$
- 10) a) C (specie covalente a struttura infinita); b)  $\text{NaCl}$  (composto ionico); c)  $\text{O}_3$  (specie covalente molecolare polare); d)  $\text{MgO}$  (composto ionico con maggiore energia reticolare); e) Ba (metallo appartenente al 2° gruppo); f)  $\text{H}_2\text{O}$  (composto covalente molecolare con forti legami a idrogeno)
- 11)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (composto ionico)
- 12)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 > \text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S} > \text{CH}_4$
- 14) a)  $\text{CuI}_2$ ; b)  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ; c)  $\text{BeI}_2$
- 16) Legame covalente polare O–H e legame a idrogeno
- 17) 4 legami a idrogeno
- 18) La temperatura di fusione dei tetraalogenuri di carbonio aumenta nell'ordine: fluoruro, cloruro, bromuro, ioduro, perché aumentano in quest'ordine le forze di dispersione di London
- 19)  $\nu = 1,26 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ;  $\lambda = 238 \text{ nm}$ ; fotoni UV
- 20)  $\text{CO}_2$  è un composto covalente molecolare, mentre  $\text{SiO}_2$  è un composto a struttura infinita
- 21) Cs (metallo con energia di ionizzazione minore)
- 22)  $\text{NH}_3$ : interazioni dipolo-dipolo e legami a idrogeno;  $\text{CH}_4$ : forze di dispersione di London;  
 $T_{\text{eb}}(\text{CH}_4) < T_{\text{eb}}(\text{NH}_3)$
- 23) a) legami ionici; b) interazioni dipolo-dipolo e legami a idrogeno; c) interazioni dipolo-dipolo e forze di dispersione di London; d) legami metallici; e) legami covalenti; f) forze di dispersione di London; g) forze di dispersione di London; h) interazioni dipolo-dipolo e forze di dispersione di London

## ESERCIZI DI CHIMICA

### Legame chimico (parte II)

- 1) Sapendo che l'elemento chimico X forma i seguenti composti:  
 $\text{XF}$ ,  $\text{XF}_3$ ,  $\text{NaX}$ ,  $\text{NaXO}_4$
- stabilire se X è un metallo o un non metallo;
  - identificare il gruppo al quale appartiene X e scriverne la configurazione elettronica esterna;
  - scrivere le formule di struttura di Lewis dei composti precedenti, indicando le molecole polari.
- 2) Quale è il tipo di legame primario più probabile in:
- |                   |                 |                   |                          |                   |                            |
|-------------------|-----------------|-------------------|--------------------------|-------------------|----------------------------|
| a) $\text{SCl}_4$ | b) $\text{CsI}$ | c) $\text{AlF}_3$ | d) $\text{Na}_2\text{S}$ | e) $\text{NO}$    | f) $\text{CoF}_2$          |
| g) $\text{TlF}$   | h) $\text{MnO}$ | i) $\text{SO}_2$  | j) $\text{SO}_3$         | k) $\text{PCl}_5$ | l) $\text{Mn}_2\text{O}_7$ |
- 3) Scrivere la formula chimica dei composti formati dai seguenti elementi, indicando anche il tipo più probabile di legame (ionico, metallico, covalente molecolare o covalente a struttura infinita):
- |           |            |            |          |
|-----------|------------|------------|----------|
| a) Si e H | b) Se e H  | c) Rb e Br | d) P e H |
| e) Ge e O | f) Ba e Cl | g) N e Cl  | h) C e N |
- 4) Quali sono i gruppi formati prevalentemente da elementi che danno legame metallico? Indicare l'elemento che ha maggiore carattere metallico a) tra quelli del terzo periodo, b) tra quelli del 14° gruppo.
- 5) Discutere con esempi la relazione tra la configurazione elettronica e la capacità di legame negli elementi del 14° gruppo, mettendo in evidenza l'effetto della posizione dell'elemento all'interno del gruppo.
- 6) Spiegare perché a) il numero di coordinazione degli atomi di carbonio è minore nella grafite rispetto al diamante; b) gli atomi di carbonio in uno strato di grafite sono più vicini che non nel diamante; c) la grafite è tenera, anche se fonde ad alta temperatura; d) ad alta pressione la grafite può essere convertita in diamante.
- 7) Per ciascuna delle coppie elencate stabilire quale sostanza ha la maggiore temperatura di ebollizione e commentare la risposta.
- |                                   |                                     |                                   |   |
|-----------------------------------|-------------------------------------|-----------------------------------|---|
| a) $\text{LiCl}$ o $\text{CCl}_4$ | b) $\text{NH}_3$ o $\text{AsH}_3$   | c) $\text{He}$ o $\text{Kr}$      | d) $\text{Na}$ o $\text{K}$                       |
| e) $\text{HCl}$ o $\text{H}_2$    | f) $\text{SiF}_4$ o $\text{SiCl}_4$ | g) $\text{CO}_2$ o $\text{SiO}_2$ | h) $\text{H}_2\text{CO}$ o $\text{CH}_3\text{OH}$ |

- 8) Per ciascuna delle seguenti coppie di composti individuare la specie che, a parità di pressione, fonde alla temperatura minore: a) ossido di dicloro o ossido di sodio; b) tricloruro di indio o tricloruro di antimonio; c) bromuro di potassio o bromuro di metile ( $\text{CH}_3\text{Br}$ ); d) cloruro di idrogeno o idruro di litio.
- 9) Tra  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{SiC}$ ,  $\text{SiCl}_4$  e  $\text{Hg}$  indicare la sostanza che ha:  
a) la massima durezza; b) la più alta conducibilità elettrica, a temperatura ambiente;  
c) il più basso punto di fusione.
- 10) Tra  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$  e  $\text{Ti}$  indicare la sostanza che  
a) forma legami idrogeno; b) ha una temperatura di fusione elevata e conduce la corrente elettrica allo stato fuso, ma non allo stato solido; c) ha la più alta tensione di vapore.
- 11) Spiegare, in termini di forze intermolecolari, perché: a) la maggior parte dei composti molecolari è facilmente gassificabile, b) il fluoruro di idrogeno ha una temperatura di ebollizione maggiore del bromuro di idrogeno, c) le sostanze costituite da molecole simmetriche (con centro di simmetria) di solito fondono a temperatura più bassa di quelle formate da molecole asimmetriche di massa confrontabile, d) un cubetto di ghiaccio galleggia in un bicchiere di acqua.
- 12) Tra le definizioni elencate qui di seguito indicare quelle che rappresentano le proprietà più comuni degli ossidi degli elementi non metallici:  
a) hanno legami ionici;  
b) hanno legami covalenti;  
c) sono composti molecolari;  
d) sono composti solidi a struttura infinita;  
e) hanno proprietà basiche;  
f) hanno proprietà acide.
- 13) Calcolare il numero di ossidazione del carbonio nei seguenti composti: metano ( $\text{CH}_4$ ), etilene ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ), acetilene ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ), butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ), cianuro di idrogeno ( $\text{HCN}$ ), formaldeide ( $\text{H}_2\text{CO}$ ), metanolo ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ), diossido di carbonio ( $\text{CO}_2$ ), ione carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), monossido di carbonio ( $\text{CO}$ ), tetracloruro di carbonio ( $\text{CCl}_4$ ), cloruro di metile ( $\text{CH}_3\text{Cl}$ ).
- 14) Indicare i gradi di ossidazione dei vari elementi in  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ .  
Spiegare come mai il grado di ossidazione massimo di ciascun elemento dei gruppi del blocco *s* e *p* (tranne O e F) coincide con il numero di elettroni di valenza.
- 15) Nei solventi polari i soluti polari si sciolgono più facilmente di quelli apolari, mentre nei solventi apolari i soluti apolari sono più solubili di quelli polari. Prevedere quale composto, in ciascuna delle seguenti coppie, risulterà più solubile nel benzene:  
a) tetracloruro di carbonio o metanolo; b) formaldeide o esano; c) l'isomero *cis* o l'isomero *trans* del 1,2-dicloroetilene; d) ozono o diossido di carbonio.

**Esercizi di Chimica – Legame chimico (parte II)****RISPOSTE**

- 1) a) X è un non metallo; b) X è un elemento del 17° gruppo ( $ns^2 np^5$ ); c) le molecole polari sono:  $XF$ ,  $XF_3$
- 2) a) covalente; b) ionico; c) ionico; d) ionico; e) covalente; f) ionico; g) ionico; h) ionico; i) covalente; j) covalente; k) covalente; l) covalente
- 3) a)  $SiH_4$  (cov. molecolare); b)  $H_2Se$  (cov. molecolare); c)  $RbBr$  (ionico); d)  $PH_3$  (cov. molecolare); e)  $GeO_2$  (cov. a struttura infinita); f)  $BaCl_2$  (ionico); g)  $NCl_3$  (cov. molecolare); h)  $(CN)_2$  (cov. molecolare)
- 4) I e II gruppo e tutti i gruppi degli elementi di transizione; a) Na; b) Pb
- 6) a) nel diamante la struttura è tetraedrica (num. coord.: 4), nella grafite invece la struttura è piana a maglie esagonali (num. coord.:3); b) nella grafite gli atomi di carbonio sono legati anche da legami  $\pi$  delocalizzati su tutto lo strato; c) gli atomi di carbonio che giacciono sul piano sono legati da forti legami covalenti (questo spiega l'alto punto di fusione della grafite), mentre i vari piani sono legati tra loro dalle deboli forze di London, di conseguenza essi possono scorrere molto facilmente gli uni sugli altri; d) l'alta pressione determina un avvicinamento dei vari piani: gli orbitali  $p$ , perpendicolari a ciascun piano, possono sovrapporsi in modo da dare legami  $\sigma$ ; ogni atomo di carbonio forma così 4 legami  $\sigma$  e quindi la struttura planare si trasforma in quella tetraedrica
- 7) a)  $LiCl$ ; b)  $NH_3$ ; c) Kr; d) Na; e)  $HCl$ ; f)  $SiCl_4$ ; g)  $SiO_2$ ; h)  $CH_3OH$
- 8) a)  $Cl_2O$ ; b)  $SbCl_3$ ; c)  $CH_3Br$ ; d)  $HCl$
- 9) a)  $SiC$  (composto covalente a struttura infinita); b) Hg (metallo); c)  $SiCl_4$  (composto covalente molecolare)
- 10) a)  $H_2O_2$ ; b)  $Na_2O$  (composto ionico); c)  $C_2H_6$  (composto covalente molecolare)
- 12) b), c), f)
- 13)  $CH_4$  : -4;  $C_2H_4$  : -2;  $C_2H_2$  : -1;  $C_4H_{10}$  : -2.5;  $HCN$  : +2;  $H_2CO$  : 0;  $CH_3OH$  : -2;  $CO_2$  : +4;  $CO_3^{2-}$  : +4;  $CO$  : +2;  $CCl_4$  : +4;  $CH_3Cl$  : -2
- 14) K: +1; Al: +3; S: +6; O: -2. Gli elementi dei gruppi del blocco  $s$  e  $p$  possono mettere in compartecipazione, al massimo, tutti gli elettroni più esterni (elettroni di valenza) con elementi più elettronegativi (in genere con l'ossigeno e gli alogeni) e quindi possono “formalmente” perdere tutti gli elettroni di valenza
- 15) a)  $CCl_4$ ; b)  $C_2H_6$ ; c) *trans*-1,2- $C_2H_2Cl_2$ ; d)  $CO_2$

## ESERCIZI DI CHIMICA

### Reazioni chimiche (parte I)

- 1) Il cloro, come tutti gli alogeni, non si trova in natura allo stato elementare, ma si ottiene per ossidazione dei cloruri. In laboratorio se ne possono preparare piccole quantità facendo reagire a caldo il diossido di manganese (pirolusite,  $\text{MnO}_2$ ) con una soluzione acquosa di acido cloridrico. Tenendo presente che la pirolusite si trasforma in cloruro di manganese ( $\text{MnCl}_2$ ), (a) scrivere l'equazione chimica bilanciata; (b) riscrivere l'equazione chimica in forma ionica ( $\text{HCl}$  e  $\text{MnCl}_2$  sono elettroliti forti,  $\text{MnO}_2$  è insolubile in acqua).
- 2) Quando si immerge una lastra di rame in una soluzione acquosa di acido nitrico ( $\text{HNO}_3$ ), il rame va in soluzione sotto forma ionica ( $\text{Cu}^{2+}$ ) e contemporaneamente si sviluppa monossido di azoto allo stato gassoso. Scrivere l'equazione chimica della reazione e indicare l'agente riducente.
- 3) Se si fa gorgogliare del cloro gassoso in una soluzione alcalina a temperatura ambiente, il cloro dismuta trasformandosi in ipoclorito ( $\text{ClO}^-$ ) e cloruro; invece a temperatura più elevata ( $\sim 75^\circ\text{C}$ ) la stessa reazione porta alla formazione di clorato ( $\text{ClO}_3^-$ ) e cloruro. Scrivere le equazioni chimiche di queste reazioni.
- 4) Completare e bilanciare le seguenti equazioni chimiche, identificando l'elemento che viene ossidato e quello che viene ridotto (tutte le reazioni avvengono in soluzione acquosa acida):
  - a)  $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + \text{HSO}_4^- \longrightarrow \text{PbSO}_4$
  - b)  $\text{NO}_3^- + \text{Zn} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Zn}^{2+}$
  - c)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
  - d)  $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{I}^- + \text{S}$
- 5) Completare e bilanciare le seguenti equazioni chimiche, identificando l'agente ossidante e quello riducente (tutte le reazioni avvengono in soluzione acquosa basica):
  - a)  $\text{I}_2 + \text{S}^{2-} \longrightarrow \text{I}^- + \text{SO}_4^{2-}$
  - b)  $\text{NO}_3^- + \text{Al} \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{Al(OH)}_4^-$
  - c)  $\text{Cr}^{3+} + \text{ClO}_3^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
  - d)  $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
- 6) Il glucosio è uno zucchero con formula chimica  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ; esso è una fonte di energia comune a tutti gli organismi viventi. Determinare (a) quante moli di ossigeno sono necessarie per la combustione di una mole di glucosio, (b) quanti grammi di  $\text{O}_2$  sono necessari per la combustione di un chilogrammo di glucosio.

- 7) L'idrogeno reagisce con i metalli più elettropositivi per formare idruri ionici. Quanti litri di idrogeno (a 25 °C e a 1 atm) sono necessari per trasformare 1 mole di litio metallico in idruro di litio?
- 8) Sapendo che la solubilità del bicarbonato di sodio,  $\text{NaHCO}_3$ , a 25 °C e 1 atm è di 9.6 g per 100 ml di acqua, calcolare (a) il numero di moli che si possono sciogliere mescolando 100 g di bicarbonato con un litro di acqua, (b) i grammi del sale che restano indisciolti come corpo di fondo.
- 9) Il monossido di azoto si ottiene facendo reagire l'ammoniaca con l'ossigeno atmosferico a circa 900 °C in presenza di un catalizzatore (platino). Calcolare (a) quanti grammi di ossigeno reagiscono con due moli di ammoniaca, (b) quante moli di monossido di azoto e di acqua si ottengono dalla trasformazione di 340 g di ammoniaca.
- 10) Il carbone contiene quasi sempre piccole quantità di solfuri che durante la combustione vengono trasformati in diossido di zolfo, uno dei maggiori agenti inquinanti dell'atmosfera. Supponendo di bruciare all'aria 100 kg di carbone contenente 1.2% in peso di zolfo, calcolare (a) la quantità in grammi di  $\text{SO}_2$  formata, (b) il volume di questo gas a 100 °C e a 1 atm.
- 11) Il cianogeno,  $(\text{CN})_2$ , è un gas infiammabile estremamente tossico, che può essere preparato per mezzo della reazione in fase gassosa tra cianuro di idrogeno e diossido di azoto; i prodotti della reazione sono, oltre al cianogeno, monossido di azoto e acqua. Assumendo che tutti i gas si trovino nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, calcolare quanti litri di cianogeno si possono preparare facendo reagire 10.0 litri di HCN con 10.0 litri di  $\text{NO}_2$ .
- 12) Quando la temperatura supera i 50 °C, il monossido di azoto si decompone in ossido di diazoto e diossido di azoto. Calcolare (a) il volume totale dei gas prodotti dalla decomposizione completa di 20.0 litri di NO a 150 °C e a 1 atm, (b) la pressione parziale di  $\text{N}_2\text{O}$  e  $\text{NO}_2$  in questa miscela.
- 13) La nave spaziale Enterprise di Star Trek usa come combustibile un borano,  $\text{B}_5\text{H}_9$ , che reagisce con  $\text{O}_2$  liquido secondo la seguente equazione chimica (da bilanciare):
- $$\text{B}_5\text{H}_{9(l)} + \text{O}_{2(l)} \longrightarrow \text{B}_2\text{O}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$$
- a) Se un serbatoio contiene 126 kg di  $\text{B}_5\text{H}_9$  e l'altro serbatoio contiene 192 kg di  $\text{O}_2$  liquido, quale dei due serbatoi si svuoterà per primo?
- b) Quanta sostanza rimane in un serbatoio, quando l'altro è vuoto?
- c) Quanta acqua si è formata alla fine della reazione?

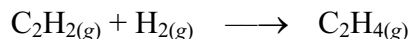
**Esercizi di Chimica – Reazioni chimiche (parte I)****RISPOSTE**

- 1) (a)  $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
(b)  $\text{MnO}_2 + 2 \text{Cl}^- + 4 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 2)  $3 \text{Cu} + 2 \text{NO}_3^- + 8 \text{H}^+ \longrightarrow 3 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- 3) A temperatura ambiente:  $\text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{ClO}^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$   
A temperatura più elevata:  $3 \text{Cl}_2 + 6 \text{OH}^- \longrightarrow \text{ClO}_3^- + 5 \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 4) (a)  $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2 \text{HSO}_4^- + 2 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
(b)  $\text{NO}_3^- + 4 \text{Zn} + 10 \text{H}^+ \longrightarrow \text{NH}_4^+ + 4 \text{Zn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$   
(c)  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{H}^+ \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Fe}^{3+}$   
(d)  $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow 2 \text{I}^- + \text{S} + 2 \text{H}^+$
- 5) (a)  $\text{S}^{2-} + 4 \text{I}_2 + 8 \text{OH}^- \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + 8 \text{I}^- + 4 \text{H}_2\text{O}$   
(b)  $8 \text{Al} + 3 \text{NO}_3^- + 5 \text{OH}^- + 18 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 3 \text{NH}_3 + 8 \text{Al}(\text{OH})_4^-$   
(c)  $2 \text{Cr}^{3+} + \text{ClO}_3^- + 10 \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + 5 \text{H}_2\text{O}$   
(d)  $2 \text{MnO}_4^- + 3 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MnO}_2 + 3 \text{O}_2 + 2 \text{OH}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 6) (a) 6 mol; (b) 1066 g
- 7) 12.2 L
- 8) (a) 1.14 mol; (b) 4 g
- 9) (a) 80 g; (b) 20 mol di NO e 30 mol di  $\text{H}_2\text{O}$
- 10) (a) 2400 g; (b)  $1.15 \times 10^3$  L
- 11) 5 L
- 12) (a) 13.3 L; (b)  $p(\text{N}_2\text{O}) = p(\text{NO}_2) = 0.5 \text{ atm}$
- 13)  $2 \text{B}_5\text{H}_9 + 12 \text{O}_2 \longrightarrow 5 \text{B}_2\text{O}_3 + 9 \text{H}_2\text{O}$ ; (a) il serbatoio che contiene  $\text{O}_2$  ( $\text{O}_2$ : reagente limitante); (b) 63.1 kg di  $\text{B}_5\text{H}_9$ ; (c) 81.1 kg di  $\text{H}_2\text{O}$

## ESERCIZI DI CHIMICA

### Reazioni chimiche (parte II)

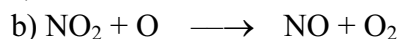
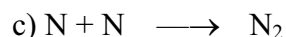
- 1) Calcolare l'entalpia di idrogenazione dell'acetilene a 25 °C:



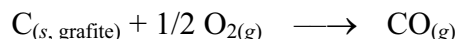
utilizzando a) i valori medi dell'energia di legame, b) le entalpie standard di formazione. Precisare quale dei due valori ottenuti è il più attendibile.

- 2) Dalle entalpie standard di atomizzazione dell'idrogeno molecolare e del silicio e dall'entalpia standard di formazione dell'idruro di silicio, calcolare a)  $\Delta H^\circ_{298}$  di atomizzazione di  $\text{SiH}_{4(g)}$ , b) l'energia media del legame Si-H.

- 3) Qui di seguito sono elencate alcune reazioni tra gas che avvengono nell'atmosfera terrestre. Calcolare l'entalpia standard di ciascuna reazione a 25 °C:

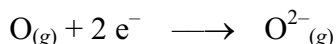


- 4) Calcolare la variazione di energia interna della reazione



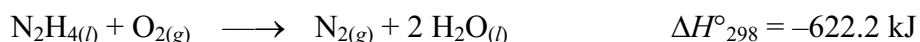
a 25 °C e 1 atm, sapendo che il volume molare della grafite è 0.0053 L.

- 5) L'energia richiesta dal processo



è  $649.4 \text{ kJ mol}^{-1}$  e la prima affinità elettronica dell'ossigeno è  $-141.4 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Calcolare l'affinità elettronica dello ione  $\text{O}^-_{(g)}$ .

- 6) L'idrazina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , è spesso usata come combustibile per i razzi a causa del suo elevato calore di combustione:



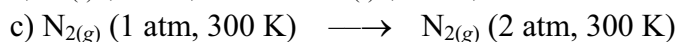
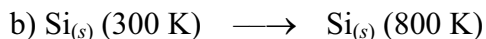
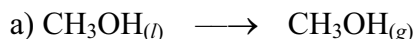
Calcolare a) la quantità di calore sviluppata a pressione costante (1 atm) nella combustione di 10.00 g di  $\text{N}_2\text{H}_4$ , b) la quantità di calore che si svolgerebbe se la stessa quantità di idrazina venisse ossidata dal fluoro anziché dall'ossigeno.

(NB: i prodotti di reazione in quest'ultimo caso sono azoto e fluoruro di idrogeno).

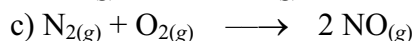
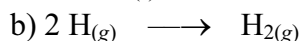
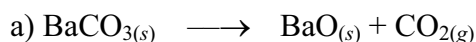
- 7) Calcolare il calore latente di evaporazione dell'acqua a 25 °C e 1 atm.

- 8) Il metano e il “gas d'acqua” (miscela equimolecolare di monossido di carbonio e di idrogeno) sono due combustibili molto usati. Calcolare quale dei due può essere considerato migliore sulla base del maggior calore di combustione per grammo di combustibile.

- 9) Prevedere se nei seguenti processi l'entropia della sostanza aumenta, diminuisce oppure rimane invariata:

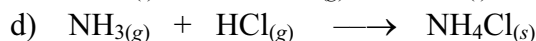
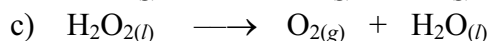
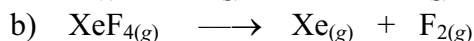
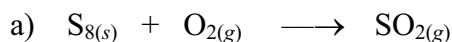


- 10) Calcolare la variazione standard di entropia delle seguenti reazioni chimiche, che avvengono tutte a 25 °C:

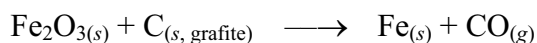


Stabilire se la variazione di entropia favorisce o no la formazione dei prodotti della reazione a), b) e c).

- 11) Senza consultare la tabella dei dati termodinamici, prevedere quale delle seguenti reazioni (che avvengono a temperatura e pressione costanti; da bilanciare) ha la variazione di entropia più positiva e quale la più negativa, motivando la scelta fatta:



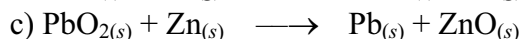
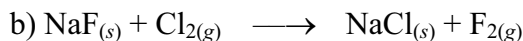
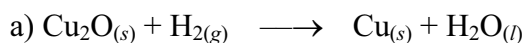
- 12) Dalla variazione dell'energia libera standard a 25 °C della reazione (da bilanciare):



prevedere se la reazione può avvenire spontaneamente in queste condizioni. Calcolare il contributo del fattore energetico e di quello entropico all'energia libera, indicando quale dei due prevale nel determinare la spontaneità o meno della reazione.

- 13) In base ai valori dell'energia libera molare standard di formazione, quale conclusione è possibile trarre circa la stabilità di  $\text{CO}_{2(g)}$ ,  $\text{NO}_{(g)}$  e  $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$  rispetto alla decomposizione nelle rispettive specie elementari a 25 °C e a 1 atm?

- 14) Per le seguenti reazioni (da bilanciare) calcolare la variazione di energia libera standard a 25° C:



Dai dati ottenuti discutere: a) la possibilità di ridurre l'ossido rameoso con idrogeno a temperature moderate; b) la possibilità di ottenere fluoro trattando il fluoruro di sodio con cloro; c) l'uso dello zinco nella riduzione del biossido di piombo.

- 15) Determinare se l'ossido di piombo(II) a 25 °C è termodinamicamente stabile rispetto alla reazione di dismutazione in piombo e diossido di piombo.

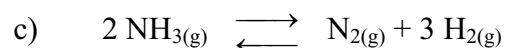
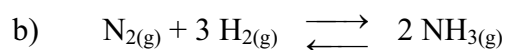
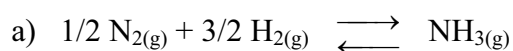
**Esercizi di Chimica – Reazioni chimiche (parte II)****RISPOSTE**

- 1) a)  $-167.5 \text{ kJ}$ ; b)  $-174.4 \text{ kJ}$ ; il valore più attendibile è b)
- 2) a)  $1288 \text{ kJ mol}^{-1}$ ; b)  $322 \text{ kJ mol}^{-1}$
- 3) a)  $-133.3 \text{ kJ}$ ; b)  $-192.1 \text{ kJ}$ ; c)  $-945.4 \text{ kJ}$ ; d)  $-391.9 \text{ kJ}$
- 4)  $-111.8 \text{ kJ}$
- 5)  $790.8 \text{ kJ mol}^{-1}$
- 6) a)  $-194 \text{ kJ}$ ; b)  $-357 \text{ kJ}$
- 7)  $44 \text{ kJ}$
- 8) metano:  $\Delta H^\circ_{298} = -890.4 \text{ kJ}$  ( $Q_p = -55.6 \text{ kJ g}^{-1}$ ).  
 “gas d'acqua”:  $\Delta H^\circ_{298} = -568.8 \text{ kJ}$  ( $Q_p = -18.96 \text{ kJ g}^{-1}$ )
- 9) nei processi a) e b) l'entropia aumenta, in c) diminuisce
- 10) a)  $172.1 \text{ J K}^{-1}$ ; b)  $-98.6 \text{ J K}^{-1}$ ; c)  $24.8 \text{ J K}^{-1}$  (nelle reazioni a) e c) il fattore entropico è favorevole alla formazione dei prodotti)
- 11) a)  $\text{S}_{8(s)} + 8 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 8 \text{SO}_{2(g)}$   $\Delta v_{(g)} = 0$   
 b)  $\text{XeF}_{4(g)} \longrightarrow \text{Xe}_{(g)} + 2 \text{F}_{2(g)}$   $\Delta v_{(g)} = 2 \Delta S$  più positiva  
 c)  $\text{H}_2\text{O}_{2(l)} \longrightarrow \text{O}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$   $\Delta v_{(g)} = 1$   
 d)  $\text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)} \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$   $\Delta v_{(g)} = -2$   $\Delta S$  più negativa
- 12)  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3 \text{C}_{(s, \text{grafite})} \longrightarrow 2 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{CO}_{(g)}$ ;  $\Delta G^\circ_{298} = 330.7 \text{ kJ}$ ;  $\Delta H^\circ_{298} = 492.6 \text{ kJ}$ ,  $\Delta S^\circ_{298} = 554.1 \text{ J K}^{-1}$ .  
 A  $298 \text{ K}$  la reazione non avviene spontaneamente perché predomina il fattore energetico (sfavorevole)
- 13)  $\text{CO}_2$  e  $\text{CH}_3\text{OH}$  sono stabili rispetto alla decomposizione nelle rispettive specie elementari a  $25^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$  ( $\Delta G^\circ_f < 0$ )
- 14) a)  $\text{Cu}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{Cu}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$   $\Delta G^\circ_{298} = -91.2 \text{ kJ}$   
 (è possibile ridurre l'ossido rameoso con idrogeno a temperature moderate);  
 b)  $2 \text{NaF}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{NaCl}_{(s)} + \text{F}_{2(g)}$   $\Delta G^\circ_{298} = 318.7 \text{ kJ}$   
 (non è possibile perché la reazione non è spontanea);  
 c)  $\text{PbO}_{2(s)} + 2 \text{Zn}_{(s)} \longrightarrow \text{Pb}_{(s)} + 2 \text{ZnO}_{(s)}$   $\Delta G^\circ_{298} = -419.2 \text{ kJ}$   
 (lo zinco è in grado di ridurre il biossido di piombo a piombo metallico)
- 15)  $2 \text{PbO}_{(s)} \longrightarrow \text{Pb}_{(s)} + \text{PbO}_{2(s)}$ ;  $\Delta G^\circ_{298} = 160.4 \text{ kJ}$ . Dal valore di  $\Delta G^\circ_{298}$  (molto positivo) si deduce che  $\text{PbO}$  è termodinamicamente stabile rispetto alla reazione di dismutazione

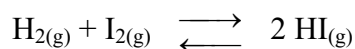
**ESERCIZI DI CHIMICA****Equilibrio chimico**

- 1) Ad alta temperatura il carbonio reagisce con il diossido di carbonio per dare il monossido di carbonio. Calcolare la costante di equilibrio della reazione a 1000 K, sapendo che a questa temperatura le pressioni parziali all'equilibrio sono 2.00 atm per CO<sub>2</sub> e 1.95 atm per CO.

- 2) Calcolare la variazione di energia libera standard e la costante di equilibrio a 25 °C delle seguenti reazioni:

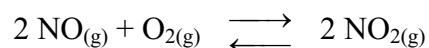


- 3) L'idrogeno e lo iodio reagiscono tra loro a 700 K per dare ioduro di idrogeno, secondo l'equazione

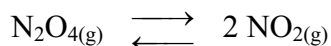


Sapendo che a questa temperatura  $K = 54$ , valutare se in un recipiente che contiene 0.70 atm di HI, 0.04 atm di H<sub>2</sub> e 0.02 atm di I<sub>2</sub> può avvenire una qualche reazione.

- 4) Calcolare la costante di equilibrio  $K_p$  della seguente reazione a 725 °C:



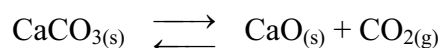
- 5) Prevedere se la costante di equilibrio della reazione



aumenta, diminuisce o rimane costante, quando:

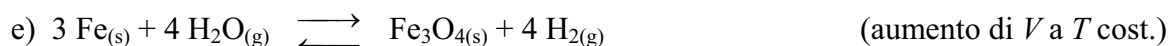
- a) si aumenta la temperatura, mantenendo costante la pressione;
- b) si aumenta la pressione, mantenendo costante la temperatura;
- c) si aggiunge un catalizzatore.

6) Se dal sistema

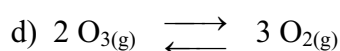
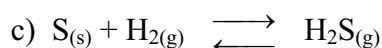
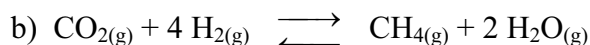
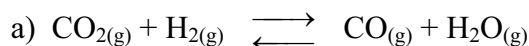


che si trova in uno stato di equilibrio, viene rimossa mediante una corrente d'aria una certa quantità di diossido di carbonio, la massa di  $\text{CaCO}_3$  aumenta, diminuisce o resta costante?

7) Scrivere l'espressione della costante di equilibrio per ciascuna delle seguenti reazioni e stabilire in quale direzione deve procedere la reazione quando si applica dall'esterno la perturbazione indicata a lato dell'equazione:

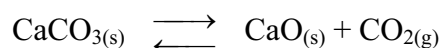


8) Specificare l'effetto di una diminuzione di volume, a temperatura costante, sui seguenti equilibri:



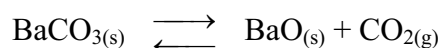
9) Dai valori di  $\Delta H^\circ_{298}$  e  $S^\circ_{298}$  del bromo liquido e gassoso calcolare la temperatura di ebollizione del bromo alla pressione di 1 atm (suggerimento: trascurare la dipendenza di  $\Delta H$  e di  $\Delta S$  dalla temperatura).

10) Calcolare la variazione di energia libera standard a  $25^\circ\text{C}$  e a  $1500^\circ\text{C}$  della reazione di dissociazione:



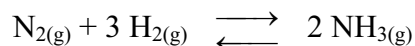
e indicare in quali condizioni essa avviene più facilmente. Calcolare inoltre la temperatura alla quale la reazione è all'equilibrio, mantenendo costante la pressione di  $\text{CO}_2$  a 1 atm (vedi suggerimento dell'esercizio precedente).

11) La costante di equilibrio della reazione



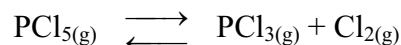
a 800°C è uguale a 1.16. Valutare che cosa succede quando si riduce il volume di un quarto, mantenendo costante la temperatura.

12) Di solito si afferma che nella reazione



un aumento di pressione favorisce la formazione di ammoniaca. Dimostrare che ciò non è sempre vero, valutando l'effetto di un aumento di pressione sulla quantità di  $\text{NH}_3$ , presente all'equilibrio, causato da a) una diminuzione del volume del sistema a temperatura costante; b) un aumento della temperatura a volume costante; c) un'aggiunta di gas inerte (elio) a volume e temperatura costante.

13) Il pentacloruro di fosforo si decompone secondo la seguente equazione:



In un recipiente da 2.0 L, mantenuto a 250°C, vengono introdotte 2.20 moli di  $\text{PCl}_5$ . Quando si è stabilito l'equilibrio, si trova che sono rimaste 0.66 moli di pentacloruro di fosforo. Calcolare la costante di equilibrio  $K_c$  della reazione di decomposizione a 250°C e prevedere come varia la costante di equilibrio e la concentrazione di equilibrio di  $\text{Cl}_2$  quando il volume del recipiente di reazione diminuisce (a temperatura costante).

14) Trascurando la dipendenza dell'entalpia e dell'entropia di reazione dalla temperatura, calcolare la temperatura al di sopra della quale il carbonio è capace di ridurre, in condizioni standard, l'ossido di ferro(III) a ferro elementare formando diossido di carbonio.

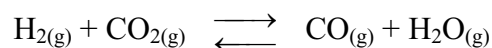
## Esercizi di Chimica – Equilibrio chimico

### RISPOSTE

- 1)  $K_p = 1.90 \text{ atm}$
- 2) a)  $\Delta G^\circ_{298} = -16.5 \text{ kJ}$ ;  $K_p = 780$ ; b)  $\Delta G^\circ_{298} = -33.0 \text{ kJ}$ ;  $K_p' = (K_p)^2 = 6.08 \times 10^5$ ;  
c)  $\Delta G^\circ_{298} = 33.0 \text{ kJ}$ ;  $K_p'' = 1/(K_p)^2 = 1.64 \times 10^{-6}$
- 3)  $Q = 6 \times 10^2$ ; poiché  $Q > K$  il sistema di reazione evolve verso sinistra
- 4)  $K_p = 2.1 \times 10^{-2}$
- 5)  $\Delta H^\circ_{298} = 57.2 \text{ kJ}$  (reazione endotermica); a)  $K_p$  aumenta; b) e c)  $K_p$  rimane costante
- 6) La massa di  $\text{CaCO}_3$  diminuisce
- 7) In a) la reazione procede verso destra, in b) e d) verso sinistra; in c) e e) la posizione dell'equilibrio non viene modificata
- 8) In a) e c) la posizione dell'equilibrio non viene modificata, in b) il sistema di reazione evolve verso destra, in d) il sistema di reazione evolve verso sinistra
- 9)  $58.7^\circ\text{C}$
- 10)  $\Delta G^\circ_{298} = 130.4 \text{ kJ}$ ;  $\Delta G^\circ_{1773} = -103.2 \text{ kJ}$ ;  $T = 850^\circ\text{C}$
- 11) Il numero di moli di  $\text{CO}_2$  si riduce di  $1/4$ , anche se la concentrazione di  $\text{CO}_2$  rimane costante
- 12) La quantità di  $\text{NH}_3$  presente all'equilibrio aumenta in a), diminuisce in b), rimane inalterata in c)
- 13)  $K_c = 1.8 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $K_c$  rimane costante;  $[\text{Cl}_2]_{\text{eq}}$  diminuisce
- 14)  $T \geq 565^\circ\text{C}$

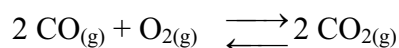
**ESERCIZI DI CHIMICA****Equilibrio chimico e velocità di reazione**

- 1) La reazione di formazione di fluoruro di idrogeno gassoso da idrogeno e fluoro ha una costante di equilibrio di  $1.15 \times 10^2$  ad una data temperatura. Prevedere in quale direzione evolve il sistema di reazione quando, in un pallone da 1.500 L, vengono mescolate 3.000 mol di ciascun componente.
- 2) Una miscela costituita da 2 moli di  $H_2$  e 1 mole di  $CO_2$  viene posta a reagire in un recipiente da 100 L a una certa temperatura. Sapendo che a equilibrio raggiunto nel recipiente sono presenti 0.764 moli di acqua, calcolare la costante di equilibrio della reazione:



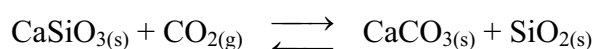
Indicare anche quali dei seguenti fattori modificano, se variati, il valore della costante di equilibrio: a) la pressione totale; b) la concentrazione dei reagenti o dei prodotti; c) la gravità; d) la temperatura; e) il volume del recipiente.

- 3) Il tetrossido di diazoto, allo stato liquido, è stato usato come carburante nel modulo lunare per le missioni Apollo della Nasa. In fase gassosa il tetrossido di diazoto si decompone a diossido di azoto gas; la costante di equilibrio di questa reazione, a una certa temperatura, è  $K_p = 0.133$  atm. Sapendo che, a equilibrio raggiunto, la pressione del tetrossido di diazoto è 2.71 atm, calcolare la pressione di equilibrio del diossido di azoto e prevedere in quali condizioni è possibile aumentare la resa del prodotto.
- 4) Il metanolo, un combustibile potenzialmente importante, si può ottenere allo stato gassoso facendo reagire monossido di carbonio con idrogeno molecolare. Scrivere l'equazione chimica di questa reazione. Sapendo che la costante di equilibrio a 500 K è  $6.25 \times 10^{-3}$  e che la reazione è esotermica, calcolare la variazione di energia libera standard a questa temperatura e suggerire le condizioni di reazione più idonee per aumentare la resa del metanolo.
- 5) Indicare come varia la concentrazione di diossido di carbonio se si perturba l'equilibrio:



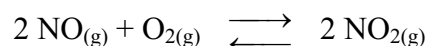
a) aumentando la temperatura a pressione costante; b) aggiungendo altro ossigeno a temperatura e volume costante; c) aggiungendo un catalizzatore; d) aumentando il volume a temperatura costante.

- 6) La reazione tra idrogeno e bromo molecolari può essere iniziata dalla luce che provoca la dissociazione di una delle due molecole. Calcolare la massima lunghezza d'onda dei fotoni capaci di iniziare questa reazione.
- 7) A temperatura ambiente il metano e l'ossigeno possono esistere indefinitamente in contatto tra loro senza che si verifichi alcuna reazione. Valutare se questo sistema è stabile o inerte.
- 8) Secondo Urey la Terra si liberò della maggior parte del diossido di carbonio presente nella sua atmosfera, sfruttando un processo che coinvolge i silicati delle superfici rocciose. In questa reazione  $\text{CO}_2$  si combina con il silicato di calcio per formare quarzo e calcare, secondo l'equazione



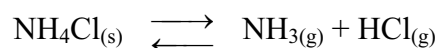
Sapendo che la reazione ha  $\Delta H^\circ_{298} < 0$ , discutere l'effetto della temperatura e della pressione parziale di  $\text{CO}_2$  sulla velocità di reazione e sulla posizione dell'equilibrio.

- 9) Considerando la reazione chimica:



determinare come varia la velocità della reazione diretta e la quantità di  $\text{NO}_2$  all'equilibrio quando: a) si aumenta la pressione totale (a temperatura costante); b) si aumenta la temperatura (a pressione costante); c) si aggiunge un catalizzatore.

- 10) Prevedere se la reazione



può avvenire spontaneamente a  $100^\circ\text{C}$ . Determinare inoltre come verrà influenzata la quantità di  $\text{NH}_3$  all'equilibrio: a) aggiungendo  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (a volume e temperatura costanti); b) diminuendo il volume del recipiente a temperatura costante; c) aumentando la temperatura a pressione costante; d) aggiungendo un catalizzatore al sistema di reazione. Quale di queste variazioni altera il valore di  $K_p$ ?

**Esercizi di Chimica – Equilibrio chimico e velocità di reazione**  
**RISPOSTE**

- 1) Il sistema di reazione evolve verso destra ( $Q \ll K$ )
- 2)  $K_c = 2.00$ ; (d)
- 3)  $p(\text{NO}_2) = 0,600 \text{ atm}$ ; è possibile aumentare la resa del prodotto aumentando la temperatura (a pressione costante), oppure aumentando il volume del recipiente (a temperatura costante)
- 4)  $\text{CO}_{(\text{g})} + 2 \text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{g})}$ ;  $\Delta G^\circ_{500} = 21.1 \text{ kJ}$ ; si può aumentare la resa del metanolo diminuendo la temperatura (a pressione costante), o diminuendo il volume del recipiente (a temperatura costante), oppure aumentando la pressione parziale di CO e/o di  $\text{H}_2$  (a temperatura e pressione costanti)
- 5) La concentrazione di  $\text{CO}_2$  diminuisce in a), aumenta in b), rimane inalterata in c), diminuisce in d)
- 6)  $\lambda = 620 \text{ nm}$  (luce visibile)
- 7) A temperatura ambiente il sistema è cineticamente inerte ( $\Delta G^\circ_{298} = -817.92 \text{ kJ}$ : reazione spontanea, ma con alta energia di attivazione)
- 8) La velocità della reazione diretta aumenta sia quando aumenta la temperatura, sia quando aumenta  $p(\text{CO}_2)$ ; un aumento della temperatura fa evolvere il sistema di reazione verso sinistra, mentre un aumento di  $p(\text{CO}_2)$  lo fa evolvere verso destra
- 9) La velocità della reazione diretta aumenta in a), b) e c); la quantità di  $\text{NO}_2$  all'equilibrio aumenta in a), diminuisce in b) e non varia in c)
- 10)  $\Delta G^\circ_{373} = 69.9 \text{ kJ}$ , la reazione non è spontanea in queste condizioni; la quantità di  $\text{NH}_3$  all'equilibrio non varia in a) e d), diminuisce in b), aumenta in c); solo la c) fa variare  $K_p$