

NUCLEO TEMATICO 2:

PROPRIETÀ MICROSCOPICHE DELLA MATERIA E COMPOSIZIONE DELLE SOSTANZE

1. Premessa	2
2. Modello particellare della materia su scala microscopica: il modello atomico di Dalton	3
3. Elementi, sostanze semplici, sostanze composte, formule chimiche	6
4. Molecole, ioni, formule chimiche	7
5. Massa atomica e massa atomica relativa (A_r), massa molecolare relativa (M_r)	9
6. La Tavola periodica degli elementi di Mendeleev: periodi e gruppi	9
7. Il legame chimico: ionico, covalente e metallico	12
8. L'elettronegatività	16
9. I legami chimici: il modello di Lewis	17
10. Il modello VSEPR e le geometrie molecolari	21
11. Numero di ossidazione	22
12. Forze intermolecolari e legame idrogeno	23
13. Modelli atomici e Numeri quantici	24
14. Configurazione elettronica degli atomi e proprietà periodiche	26

1. PREMESSA

Comprendere il modello particellare della materia è importante per spiegare le proprietà delle sostanze e dei materiali, le loro interazioni e i loro usi. A partire dalla fine del 1700, furono sviluppati modelli particellari a complessità crescente, al crescere delle evidenze sperimentali disponibili, come discusso nel nucleo tematico *Proprietà Macroscopiche Della Materia*. Si passò dal modello atomico di Dalton (inizio '800), che non prevedeva alcuna "struttura interna" per l'atomo, al modello attuale (inizio del '900) nel quale l'atomo è formato da un nucleo, costituito da protoni e neutroni, e dagli elettroni che lo circondano. La conoscenza della struttura atomica e della configurazione elettronica consente di formulare le teorie del legame e permette di organizzare in un quadro teorico complessivo, e quindi di comprendere, le proprietà dei metalli, delle sostanze ioniche, dei composti solidi covalenti e delle strutture molecolari covalenti. Molte proprietà degli elementi mostrano un andamento periodico rispetto al numero di protoni contenuti nel nucleo dell'atomo. La configurazione elettronica dell'atomo di un elemento determina sia la sua collocazione nella Tavola Periodica sia la sua reattività nei confronti degli atomi degli altri elementi presenti nella Tavola periodica. Gli andamenti periodici possono essere usati per predire le proprietà atomiche.

Per comprendere le proprietà microscopiche della materia e dunque la composizione delle sostanze, si devono acquisire le conoscenze e le abilità relative a tutti i punti di questa sezione declinati qui di seguito più in dettaglio.

2. MODELLO PARTICELLARE DELLA MATERIA SU SCALA MICROSCOPICA: IL MODELLO ATOMICO DI DALTON

La Chimica dell'800 ha sviluppato un enorme bagaglio di conoscenze sulla materia e sulle sue trasformazioni sulla base di modelli molto semplici riguardanti la sua struttura. A partire dalle *leggi ponderali della chimica* (nucleo 1), ovvero dal lavoro sperimentale di Lavoisier (legge di conservazione delle masse, paragrafo 6 del nucleo 1), di Proust (legge delle proporzioni definite, paragrafo 6 del nucleo 1) e di Dalton (legge delle proporzioni multiple, paragrafo 6 del nucleo 1), Dalton ipotizzò un modello atomico della materia che portò agli sviluppi della Chimica attraverso il successivo lavoro di Avogadro e Cannizzaro. Le assunzioni del modello atomico di Dalton sono le seguenti:

- la materia è costituita da atomi piccolissimi, indivisibili e indistruttibili;
- gli atomi di uno stesso elemento sono identici e hanno la stessa massa;
- gli atomi di un elemento non si convertono in un altro elemento mediante reazioni chimiche;
- il numero di atomi di un elemento presenti in un composto è un numero intero;
- gli atomi non possono essere né creati né distrutti, ma si trasferiscono interi da un composto all'altro.

Il modello atomico di Dalton, permette di “bilanciare” una reazione chimica, ovvero: il numero di atomi di un elemento presente nei reagenti deve essere uguale al numero di atomi di quell'elemento presente nei prodotti.

CONOSCENZE

- Le proprietà degli atomi nel modello atomico di Dalton

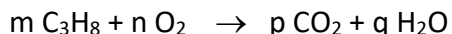
ABILITÀ

- Determinare la formula minima (vedi paragrafo 3 e paragrafo 4 del nucleo 2) di un composto conoscendo la composizione relativa (espressa in massa o in percentuale) degli elementi presenti
- Determinare le masse atomiche relative degli elementi (vedi paragrafo 5 del nucleo 2), a partire dalla composizione relativa (espressa in massa o in percentuale) degli elementi presenti e dalla formula minima
- Bilanciare una reazione chimica

Esempi di quesiti

Quesito 1

Lo schema della seguente reazione



è bilanciato se i coefficienti stechiometrici: m, n, p, q valgono, rispettivamente:

- A.** 5, 3, 4, 1
- B.** 1, 3, 4, 5
- C.** 1, 5, 3, 4
- D.** 2, 2, 2, 1
- E.** 1, 3, 5, 4

Conoscenze: il quesito valuta le conoscenze riguardanti il bilanciamento di una reazione chimica, che coinvolgono il principio di conservazione della massa e il modello atomico di Dalton.

Competenze: lo studente è in grado di bilanciare una reazione chimica che coinvolge specie elettricamente neutre.

Nello schema di reazione proposto i coefficienti m, n, p, q, indicano rispettivamente il numero di molecole C_3H_8 , O_2 , CO_2 e H_2O coinvolte nella reazione. Lo schema è bilanciato se sono soddisfatti il principio di conservazione della massa e il principio di conservazione della carica. Sulla base del modello atomico di Dalton (vedi paragrafo 6 del nucleo 1 e paragrafo 2 del nucleo 2), i coefficienti devono essere numeri interi, inoltre la conservazione della massa è verificata se: **per ogni elemento coinvolto, il numero di atomi di quell'elemento che si trovano a sinistra della freccia è uguale al numero di atomi dello stesso elemento che si trovano a destra**. Tale condizione garantisce anche la conservazione della carica, poiché le specie coinvolte sono tutte neutre.

Per bilanciare la reazione è dunque sufficiente determinare i coefficienti in modo che sia verificata la condizione evidenziata sopra. A questo fine si può procedere come segue:

- osserviamo che l'elemento C (carbonio) si trova a sinistra della freccia nella molecola C_3H_8 e a destra si trova nella molecola CO_2 ; pertanto, il numero degli atomi di carbonio a sinistra della freccia è 3m e a destra è p; dunque, per avere il bilanciamento, si deve avere $3m = p$;
- osserviamo che l'elemento H (idrogeno) si trova a sinistra della freccia nella molecola C_3H_8 e a destra si trova nella molecola H_2O ; pertanto, il numero degli atomi di idrogeno a sinistra della freccia è 8m e a destra è 2q; dunque per avere il bilanciamento si deve avere $8m = 2q$;

- osserviamo che l'elemento O (ossigeno) si trova a sinistra della freccia nella molecola O₂ e a destra si trova nelle molecole CO₂ e H₂O; pertanto, il numero degli atomi di ossigeno a sinistra della freccia è 2n e a destra è 2p + q; dunque, per avere il bilanciamento, si deve avere 2n = 2p + q.

In questo modo abbiamo ottenuto tre equazioni e vogliamo trovare una quaterna di numeri m, n, p, q che le verifica tutte. Si tratta cioè di risolvere il sistema di equazioni

$$\begin{cases} 3m = p \\ 8m = 2q \\ 2n = 2p + q \end{cases}$$

Un modo semplice per far questo è quello di assegnare un valore a m, ad esempio $m = 1$, e determinare di conseguenza tutti gli altri coefficienti: dalla prima equazione si trova che $p = m = 3$; dalla seconda equazione si trova che $8 = 2q$, ovvero $q = 4$; dalla terza equazione si trova che $2n = 10$, ossia $n = 5$. In conclusione, la quaterna

$$m, n, p, q = 1, 5, 3, 4$$

bilancia lo schema di reazione e si osserva che la risposta **C** è corretta.

Per verificare che le altre opzioni di risposta non siano corrette, una possibilità è quella di prendere in considerazione una alla volta le quaterne proposte e osservare che, in ciascun caso, se si sostituiscono i numeri della quaterna nelle equazioni del sistema, queste non sono tutte soddisfatte.

3. ELEMENTI, SOSTANZE SEMPLICI, SOSTANZE COMPOSTE, FORMULE CHIMICHE

All'inizio dell'800 il concetto di **elemento** era un concetto "operativo" (che aveva significato nel "registro macroscopico" delle sostanze): per elemento si intendeva una sostanza che non poteva essere decomposta in sostanze più semplici mediante processi di trasformazione chimica. Nella teoria atomica di Dalton questo comportava che una **sostanza semplice** fosse costituita da atomi di un solo elemento, mentre una **sostanza composta** fosse costituita da atomi di elementi diversi.

A partire da queste assunzioni e sfruttando le tecniche analitiche del tempo, fu possibile definire una rappresentazione simbolica dei composti mediante la definizione della loro **formula minima** (anche detta formula empirica), che specifica la composizione mediante il più semplice rapporto intero positivo degli atomi presenti che esprimono la composizione del composto: per ciascun elemento presente nel composto è riportato, come pedice dell'elemento, il numero di atomi presenti. Nel caso dei composti molecolari (vedi paragrafo 4 del nucleo 2), se è nota per via sperimentale la massa molecolare relativa (vedi paragrafo 5 del nucleo 2), è possibile determinare la **formula molecolare**, che sarà data da un multiplo della formula minima.

CONOSCENZE

- Sostanza semplice: sostanza costituita da atomi di un solo elemento
- Sostanza composta: sostanza costituita da atomi di elementi diversi
- Formula minima (anche detta formula empirica)
- Formula molecolare

ABILITÀ

- Riconoscere le sostanze semplici e le sostanze composte dalla loro formula chimica
- Scrivere la formula (minima o molecolare) di una sostanza a partire dal numero di atomi di ciascun elemento presenti
- Determinare la formula minima di un composto conoscendo la composizione relativa (espressa in massa o in percentuale) degli elementi presenti
- Determinare la formula molecolare a partire dalla formula minima e dalla massa molecolare relativa

4. MOLECOLE, IONI, FORMULE CHIMICHE

Gli atomi interagendo fra loro possono formare composti molecolari, composti solidi ionici, composti solidi covalenti e composti metallici.

Nei **composti molecolari** (che possono essere allo stato solido, liquido o gassoso a seconda delle condizioni di temperatura e di pressione), è possibile individuare un'unità costituente fondamentale: la molecola. La **molecola** è un'entità elettricamente neutra (cioè priva di carica positiva o negativa) costituita da due o più atomi dello stesso elemento (che identifica a livello macroscopico una sostanza semplice) o di elementi diversi (che identifica a livello macroscopico una sostanza composta). In una molecola i legami fra gli atomi sono legami di tipo covalente (vedi paragrafo 7 del nucleo 2 *Il legame chimico: ionico, covalente e metallico*). I **composti ionici** sono solidi cristallini formati da **ioni**, cioè da atomi o gruppi di atomi, che possiedono una carica elettrica positiva (cationi) o negativa (anioni) e i legami che si instaurano sono legami puramente ionici (vedi paragrafo 7 del nucleo 2). In un composto ionico, per il principio di elettroneutralità, la carica positiva totale dei cationi deve essere uguale alla carica negativa degli anioni. I composti ionici sono composti solidi, con alto punto di fusione e, quando sono allo stato fuso, sono buoni conduttori di elettricità. I **composti solidi covalenti** sono solidi cristallini composti da atomi legati tra loro tramite legami covalenti (vedi paragrafo 7 del nucleo 2 *Il legame chimico: ionico, covalente e metallico*). Nei composti ionici e nei composti solidi covalenti gli atomi non formano un'unità discreta (molecola singola), bensì sono legati tra loro secondo uno schema regolare, ordinato e ripetuto in un reticolo cristallino. Anche nei **solidi metallici** gli atomi dei metalli, che sono legati mediante legami metallici (vedi paragrafo 7 del nucleo 2), formano un reticolo cristallino regolare. I metalli sono solidi (ad eccezione del mercurio), conducono l'elettricità e il calore, sono duttili, malleabili e possono formare leghe (soluzioni solidi) con altri metalli.

Nei composti molecolari, la **formula molecolare** riporta per ciascun elemento che costituisce la molecola quanti atomi (indicati da un numero intero posto a pedice dell'elemento) sono presenti nella molecola. Nei composti ionici e nei composti covalenti, per i quali non è possibile identificare un'unità fondamentale, la **formula empirica** (o formula minima) indica il più semplice rapporto intero positivo degli atomi presenti che esprimono la composizione del composto.

CONOSCENZE

- Molecola
- Ioni
- Composti molecolari e loro proprietà
- Composti ionici e loro proprietà
- Composti solidi covalenti e loro proprietà
- Composti solidi metallici e loro proprietà
- Formula empirica
- Formula molecolare

ABILITÀ

- Distinguere ioni e molecole dalla loro formula chimica
- Distinguere composti molecolari, ionici, covalenti e metallici sulla base delle loro proprietà

5. MASSA ATOMICA E MASSA ATOMICA RELATIVA (A_r), MASSA MOLECOLARE RELATIVA (M_r)

Il modello atomico di Dalton permise di attribuire un peso atomico agli atomi degli elementi: tuttavia, poiché non era possibile “pesare” un singolo atomo, vennero definiti dei pesi atomici relativi, oggi più propriamente definiti **masse atomiche relative**, indicate con il simbolo A_r , ovvero determinati rispetto al peso dell’atomo di idrogeno al quale venne attribuito arbitrariamente il valore unitario. (Nota: le masse atomiche relative, essendo definite come rapporto fra masse, sono numeri adimensionali). Negli anni questa convenzione venne modificata, e fu scelto come riferimento la massa dell’isotopo 12 (vedi paragrafo 14 del nucleo 2 *Configurazione elettronica degli atomi e proprietà periodiche*) dell’atomo di carbonio, al quale venne attribuito massa atomica relativa pari a 12 e l’unità di riferimento fu quindi quella pari a $1/12$ della massa dell’isotopo 12 del carbonio. La massa di un composto definito da una data formula chimica è data dalla sua **massa molecolare relativa**, M_r : essa viene calcolata sommando le masse atomiche relative degli elementi presenti, ciascuna moltiplicato per il numero di atomi di quell’elemento presenti nel composto.

CONOSCENZE

- Definizione di massa atomica relativa e di massa molecolare relativa
- Definizione dell’unità di massa atomica relativa

ABILITÀ

- Calcolare la massa molecolare relativa a partire dai valori delle masse atomiche relative degli elementi presenti nella formula chimica

6. LA TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI DI MENDELEEV: PERIODI E GRUPPI

Nell’800 le conoscenze del tempo non contemplavano in alcun modo una “struttura interna” dell’atomo né, di conseguenza, una comprensione profonda della natura delle forze che causavano l’instaurarsi dei legami chimici e delle interazioni intermolecolari. Tuttavia, il modello atomico di Dalton, insieme alle numerose evidenze sperimentali accumulate in quegli anni, permise nel 1870 a Mendeleev la sistematizzazione degli elementi chimici nella Tavola periodica degli elementi: nella Tavola gli elementi erano ordinati in base alle masse atomiche relative e alle analogie osservate nelle proprietà chimiche e fisiche dei diversi elementi. Successivamente, a seguito della scoperta della struttura atomica interna, nel 1913 gli elementi sarebbero stati ordinati nella Tavola in base al loro numero atomico (vedi paragrafo 14 del nucleo 2

Configurazione elettronica degli atomi e proprietà periodiche), sistemando alcune discrepanze osservate nell'ordinamento proposto da Mendeleev, ma senza modificarne l'impianto concettuale.

Nella Tavola periodica gli elementi con caratteristiche chimico-fisiche comuni si trovano lungo le colonne (chiamate **gruppi**), mentre le righe orizzontali prendono il nome di **periodi**. La numerazione dei gruppi ha adottato negli anni diverse convenzioni: quella attualmente in uso numera i gruppi dal numero 1 al numero 18; alcuni gruppi sono inoltre caratterizzati da un nome d'uso.

Gli elementi sono classificati in **metalli** e **non-metalli**; alcuni elementi presentano caratteristiche intermedie e sono classificati come **semi-metalli**. I metalli sono solidi (ad eccezione del mercurio), conducono l'elettricità e il calore, sono duttili, malleabili e possono formare leghe (soluzioni solidi) con altri metalli e i loro ossidi sono generalmente ossidi basici, ovvero in acqua formano soluzioni basiche. I non metalli possono essere solidi, liquidi o gassosi, non conducono corrente e i loro ossidi sono generalmente ossidi acidi, ovvero in acqua formano soluzioni acide (vedi paragrafo 2 del nucleo 5 *Definizioni di acidi e basi*).

CONOSCENZE

- La struttura della Tavola Periodica degli elementi (gruppi e periodi)
- Classificazione degli elementi nella Tavola Periodica sulla base delle loro proprietà macroscopiche

ABILITÀ

- Assegnare la collocazione di un elemento nella Tavola Periodica
- Classificare un elemento sulla base della sua collocazione nella Tavola Periodica

Esempi di quesiti

Quesito 2

Gli elementi del gruppo 18 della tavola periodica sono conosciuti con il nome di:

- A.** lantanidi
- B.** gas ideali
- C.** gas nobili
- D.** alogeni
- E.** metalli alcalini

Conoscenze: il quesito verifica le conoscenze riguardanti: la struttura della Tavola Periodica e la nomenclatura (nome d'uso) dei gruppi.

Competenze: lo studente è in grado di associare al numero del gruppo (ricavabile dalla configurazione elettronica degli elementi) il nome d'uso del gruppo

La risposta **C** è corretta in quanto il nome gas nobili è proprio quello attribuito agli elementi del gruppo 18. La tavola periodica è una tabella in cui i diversi elementi sono organizzati in funzione del numero atomico crescente secondo righe e colonne. Le prime si chiamano periodi mentre le seconde gruppi. I gruppi vengono distinti con un numero crescente da sinistra verso destra. Alcuni di essi sono contraddistinti con un nome d'uso. Ad esempio, gli elementi del gruppo 1 vengono denominati metalli alcalini, quelli del gruppo 2 metalli alcalino terrosi quelli del gruppo 17 alogeni, quelli del gruppo 18 gas nobili. I quattordici elementi che seguono il lantanio si chiamano lantanidi. Sulla base di queste semplici conoscenze è possibile identificare la risposta corretta e capire perché le altre risposte risultano sbagliate.

La risposta **A** è sbagliata perché i lantanidi sono i quattordici elementi che seguono il lantanio.

La risposta **B** è sbagliata in quanto il termine "gas ideale" indica il comportamento fisico di un gas prescindendo dalla sua natura chimica. Ovvero, molti gas si possono comportare idealmente, a seconda delle condizioni di temperatura e pressione, indipendentemente dalla loro natura chimica. La risposta **D** è sbagliata in quanto gli alogeni corrispondono agli elementi del gruppo 17. Risposta **E** è sbagliata in quanto i metalli alcalini sono gli elementi del gruppo 1.

7. IL LEGAME CHIMICO: IONICO, COVALENTE E METALLICO

Fra la fine dell'800 e l'inizio del '900, principalmente grazie ai lavori di Thomson e Rutherford, fu svelata la struttura interna dell'atomo, costituita da un nucleo, nel quale sono presenti protoni (con carica elettrica positiva unitaria) e neutroni (particelle prive di carica), e dagli elettroni (con carica elettrica negativa unitaria e massa molto inferiore rispetto a quella delle particelle costituenti il nucleo) che circondano il nucleo.

In un atomo si distinguono: i) gli **elettroni interni**, o **elettroni di core**, che interagiscono fortemente con i nuclei carichi positivamente e non sono quindi coinvolti nelle reazioni chimiche; ii) gli **elettroni di valenza**, più esterni e meno vincolati ai nuclei, che partecipano invece ai processi reattivi.

Alla luce della struttura interna degli atomi si comprese che il **legame chimico** fra due atomi si instaura a causa dell'**interazione di natura elettrostatica** fra i loro elettroni di valenza e i nuclei atomici.

Fu possibile individuare tre differenti tipologie di legami, a seconda degli atomi coinvolti.

i) **Legame ionico**: si instaura fra atomi di metalli (gruppi 1, 2 e 3) e atomi di non metalli e comporta il trasferimento di uno o più elettroni dal metallo al non metallo, permettendo a entrambi gli atomi di raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino (vedi paragrafo 9 del nucleo 2 *I legami chimici: il modello di Lewis*) e producendo due ioni di carica opposta che si attraggono per effetto della forza elettrostatica; i composti che si formano sono **composti ionici**, costituiti da un reticolo cristallino ordinato: sono solidi, con alto punto di fusione e, quando sono allo stato fuso, sono buoni conduttori di elettricità. Il tipico esempio di composto ionico è costituito dal Cloruro di Sodio, NaCl.

ii) **Legame covalente**: è il legame presente fra gli atomi quando si formano le molecole. Si instaura fra atomi di non metalli e comporta la condivisione di una o più coppie di elettroni permettendo a entrambi gli atomi di raggiungere la configurazione del gas nobile più vicino (vedi paragrafo 9 del nucleo 2 *I legami chimici: il modello di Lewis*). Se gli atomi coinvolti appartengono allo stesso elemento il legame è un **legame covalente non polare**, (come nel caso delle molecole H_2 , O_2 , etc.) in caso contrario è un **legame covalente polare**, a causa della diversa forza di attrazione che esercitano i due nuclei sugli elettroni di legame (ad esempio, H_2O , HCl , etc); esiste poi il **legame covalente dativo**, nel quale la coppia di elettroni proviene da uno solo dei due atomi e la coppia è condivisa fra i due atomi: è il caso dello ione idronio H_3O^+ , o dello ione NH_4^+ . Tramite legami covalenti si possono formare **composti molecolari** (costituiti cioè dall'unità costituente fondamentale, la molecola, che a temperatura ambiente possono essere solidi, liquidi o gassosi, quali ad esempio il glucosio $C_6H_{12}O_6$, l'etanolo CH_3CH_2OH e il metano CH_4) e **composti solidi covalenti**, solidi cristallini composti da atomi legati tra loro tramite legami covalenti (ad esempio: la grafite, il diamante, la silice SiO_2). In questo caso, gli atomi non formano un'unità discreta

(molecola singola), bensì sono tutti legati tra loro secondo uno schema regolare, ordinato e ripetuto in un reticolo cristallino.

iii) **Legame metallico**: si instaura tra atomi di metalli. Gli atomi dei metalli posseggono un numero limitato elettroni di valenza (si pensi ad esempio ai metalli alcalini del gruppo 1, che hanno un solo elettrone nello strato più esterno): questi elettroni possono facilmente delocalizzarsi all'interno della struttura del solido che può essere quindi vista come costituita da un reticolo di ioni positivi (gli atomi del metallo che hanno "perso" il "loro" elettrone di valenza) circondati dagli elettroni di valenza che sono delocalizzati su tutta la struttura. Una descrizione più accurata di questo tipo di legame si ottiene applicando la meccanica quantistica nell'ambito della teoria delle bande. Il legame metallico è quindi dovuto all'attrazione fra gli ioni metallici positivi (con posizioni fisse) e gli elettroni di valenza (liberi di muoversi) che li circondano. I composti che si formano sono **composti metallici**: sono solidi (ad eccezione del mercurio), conducono l'elettricità e il calore, sono duttili, malleabili e possono formare leghe (soluzioni solidi) con altri metalli.

CONOSCENZE

- Classificazione dei legami in legami ionici, covalenti (polari e non polari), dativi, metallici
- Classificazione dei composti molecolari, ionici, covalenti e metallici sulla base del tipo di legame instaurato
- Conoscenza delle proprietà fisiche delle varie classi di composti

ABILITÀ

- Riconoscimento dei composti molecolari, ionici, covalenti e metallici sulla base del tipo di legame instaurato

Esempi di quesiti

Quesito 3

Una sostanza è solida a temperatura ambiente, ha punto di fusione 884 °C, non conduce l'elettricità allo stato solido ed è molto solubile in acqua. Quale è fra le seguenti sostanze?

- A.** Na_2SO_4
- B.** Risposta B: Fe
- C.** Risposta C: CaCO_3
- D.** Risposta D: N_2
- E.** Risposta E: etanolo

Conoscenze: il quesito valuta la conoscenza della nomenclatura, delle tipologie di composti (composto ionico, metallico, molecolare) associate alle formule chimiche e delle corrispondenti proprietà fisiche delle varie tipologie.

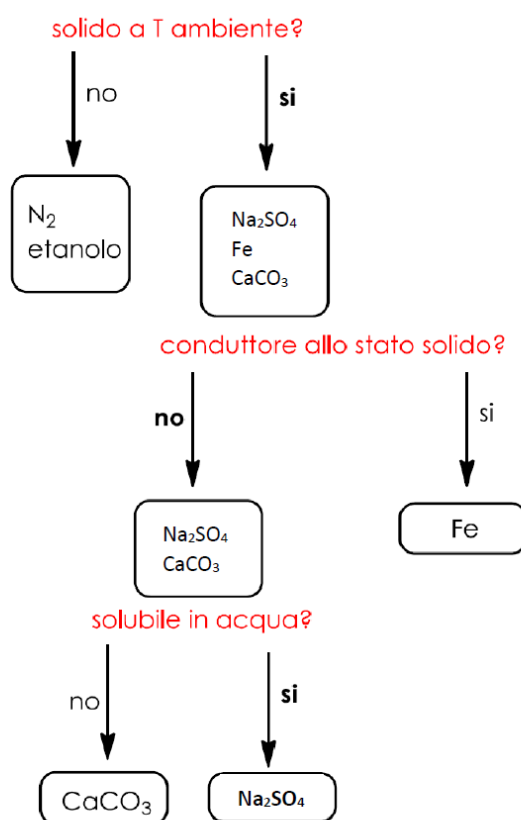
Competenze: lo studente è in grado di riconoscere le diverse tipologie di composti a partire dalle loro formule chimiche e di associare a esse le rispettive proprietà fisiche.

Le informazioni ricevute consentono di escludere subito le risposte **D** ed **E**: infatti N_2 ed etanolo a temperatura ambiente sono rispettivamente un gas (un componente dell'aria) e un liquido (lo si usa ad esempio nella preparazione di liquori ed è commercializzato al 96% v/v).

Il ferro (risposta **B**) va escluso perché, essendo un metallo, conduce la corrente.

Il carbonato di calcio deve essere scartato (risposta **C**), vista la sua scarsissima solubilità in acqua (è causa delle incrostazioni dette "di calcare").

La risposta è quindi la **A** infatti Na_2SO_4 è un sale (solido ionico), molto solubile in acqua, che non conduce elettricità allo stato solido (come tutti i solidi ionici), ed il suo punto di fusione è atteso essere molto alto vista la sua natura ionica.



8. L'ELETTRONEGATIVITÀ

In un legame covalente che coinvolge due atomi di uno stesso elemento, gli elettroni che formano il legame sono egualmente condivisi fra i due atomi e la molecola non presenta al suo interno uno sbilanciamento di carica: il legame viene detto legame covalente non polare. Quando i due atomi coinvolti nel legame appartengono a due elementi diversi, la distribuzione degli elettroni sarà influenzata dalla differente carica nucleare dei due atomi: il risultato è che sarà maggiore la probabilità (vedi paragrafo 13 del nucleo 2) di trovare gli elettroni di legame nello spazio circostante il nucleo dell'atomo con carica nucleare maggiore. In queste situazioni il legame viene detto legame covalente polare. Il caso limite è rappresentato da un legame ionico, nel quale gli elettroni di valenza di un atomo (in genere, un metallo) sono trasferiti interamente sull'altro atomo (in genere, un non metallo). Ovviamente, il grado di "polarità" o "ionicità" di un legame può assumere tutte le gradazioni possibili, a seconda del sistema molecolare in esame. Per poter descrivere in modo adeguato la polarità dei legami, negli anni '30 venne introdotto un parametro, chiamato **elettronegatività**, che definisce per ciascun elemento *la tendenza di un atomo in una molecola ad attirare a sé gli elettroni di legame*. L'elettronegatività di un elemento non è una grandezza sperimentale, ma un parametro, ricavato a partire da una serie di dati sperimentali, che permette di valutare la polarità di un legame fra due atomi di elementi diversi. L'elettronegatività degli elementi generalmente aumenta muovendosi lungo il periodo e diminuisce scendendo lungo il gruppo. La differenza di elettronegatività fra due atomi permette di prevedere la polarità del legame che si forma.

CONOSCENZE

- Legami ionici e legami covalenti polari e non polari
- Elettronegatività
- Andamento elettronegatività degli elementi nella Tavola Periodica

ABILITÀ

- Prevedere la polarità/ionicità di un legame sulla base dell'elettronegatività degli atomi coinvolti

9. I LEGAMI CHIMICI: IL MODELLO DI LEWIS

La scoperta della struttura atomica (vedi paragrafo 7 del nucleo 2 *Il legame chimico: ionico, covalente e metallico*) permise lo sviluppo di nuovi modelli interpretativi in ambito chimico e contemporaneamente portò allo sviluppo dei primi modelli atomici quantistici (modello atomico di Bohr proposto nel 1913). Lo sviluppo successivo negli anni '30 dell'approccio quantistico portò poi alla definizione completa del modello atomico attuale.

Il modello atomico di Lewis permise di razionalizzare molte delle osservazioni fino ad allora note sui sistemi chimici, senza introdurre ancora una rappresentazione quantistica dell'atomo, cosa che sarebbe sopraggiunta da lì a pochi anni. Nel modello di Lewis, utilizzabile fatte salve alcune eccezioni (elementi che presentano l'espansione dell'ottetto fino a 10 o 12 elettroni), ogni **atomo** è circondato da tanti punti quanti sono i suoi elettroni di valenza (ovvero gli elettroni del guscio più esterno). Gli elettroni che partecipano al legame covalente sono disposti tra i simboli dei due atomi che formano il legame: un legame singolo è rappresentato da una coppia di punti, un legame doppio da due coppie di punti, un legame triplo da tre coppie di punti. Il **legame covalente** in una molecola si forma attraverso la condivisione fra due atomi di una coppia di elettroni appartenenti al guscio esterno di valenza: la condivisione permette a ciascun atomo coinvolto nel legame di raggiungere una configurazione elettronica nella quale l'atomo si trova ad avere un numero di elettroni (propri o condivisi) che completa il guscio esterno, assumendo così la configurazione del gas nobile più vicino nella Tavola Periodica. Poiché, in molti casi, un guscio esterno completo comporta la presenza di otto elettroni, si parla di **regola dell'ottetto**. Nei **composti ionici**, la regola prevede che il metallo ceda uno o più elettroni al non metallo (**legame ionico**): si formano così due ioni (un catione, il metallo, e un anione, il non metallo) soddisfacendo così entrambi la regola dell'ottetto.

Il modello atomico di Lewis permette di definire la **formula di struttura** di una molecola, nella quale viene indicata la connettività degli atomi (ovvero, chi è legato a chi). A partire dalla rappresentazione a "punti", già Lewis introdusse la notazione, ancor oggi adottata, di rappresentare le coppie di elettroni condivise nei legami con un trattino congiungente i due atomi. Così se due atomi condividono una coppia di elettroni, il legame è rappresentato da un trattino; se condividono due coppie di elettroni, il legame è un doppio trattino; se condividono tre coppie, un triplo trattino.

CONOSCENZE

- Rappresentazione dell'atomo nel modello di Lewis
- Rappresentazione dei legami nel modello di Lewis
- Regola dell'ottetto

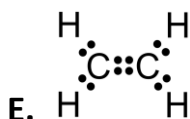
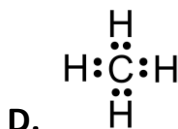
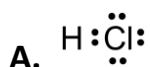
ABILITÀ

- Rappresentare la struttura di una molecola e i legami presenti utilizzando il modello di Lewis

Esempi di quesiti

Quesito 4

Quale delle seguenti molecole contiene una coppia di atomi che condivide sei elettroni?



Conoscenze: il quesito verifica la conoscenza della notazione di Lewis dei legami chimici.

Competenze: a partire dalla formula di Lewis, lo studente è in grado di valutare la presenza di legami multipli fra atomi legati.

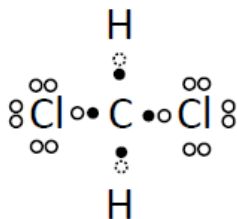
Nella rappresentazione della struttura di una molecola, la notazione di Lewis prevede che ogni elettrone che partecipa alla distribuzione elettronica di legame (elettrone condiviso) tra i due atomi venga rappresentato con un puntino posto tra essi. Sulla base di quanto detto possiamo facilmente comprendere quale sia la risposta giusta e perché le altre risultino sbagliate.

La risposta esatta è la **B** in quanto è l'unico esempio tra quelli riportati in cui il numero di puntini compresi tra due atomi è pari a 6.

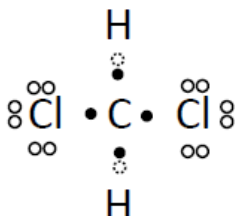
Quesito 5

Indicare la corretta rappresentazione di Lewis della struttura della molecola CH_2Cl_2 (Nelle formule i cerchi pieni rappresentano gli elettroni dell'atomo di C; i cerchi vuoti a tratto continuo rappresentano gli elettroni degli atomi di Cloro; i cerchi tratteggiati rappresentano gli elettroni degli atomi di Idrogeno).

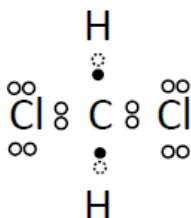
A) (esatta)



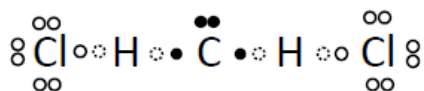
B)



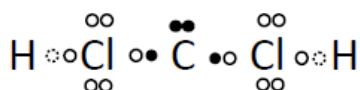
C)



D)



E)



Conoscenze: il quesito verifica la conoscenza della notazione di Lewis dei legami chimici e della regola dell'ottetto.

Competenze: lo studente è in grado di determinare la formula molecolare corretta, sulla base della regola dell'ottetto.

Nella rappresentazione della struttura di una molecola vengono evidenziati tra quali atomi si sono formati i legami chimici. La notazione di Lewis prevede che ogni elettrone di valenza di un atomo che partecipi alla distribuzione elettronica di legame (elettrone condiviso) tra i due atomi oppure che non partecipi (elettrone di non legame) venga rappresentato con un puntino, il quale verrà posto rispettivamente tra i due atomi oppure vicino al singolo atomo.

Sulla base di quanto detto possiamo facilmente comprendere quale sia la risposta giusta e perché le altre risultino sbagliate.

Nel caso in esame gli atomi coinvolti sono C, Cl e H: il C presenta 4 elettroni nel guscio esterno e può formare 4 legami; il Cl presenta 7 elettroni nel guscio esterno, dei quali 6 elettroni formano tre doppietti elettronici di non legame e 1 elettrone è disponibile a formare il legame; l'H presenta 1 solo elettrone nel guscio di valenza e può formare un solo legame. Il carbonio, quindi, è un atomo in grado di formare 4 legami chimici, mentre il cloro e l'idrogeno un solo legame chimico.

Tra le strutture riportate nelle 5 risposte l'unica struttura molecolare che risulta in accordo sia con la notazione di Lewis che con il numero di legami chimici che gli atomi di C, Cl e H sono in grado di fare è quella riportata nella risposta **A**.

Nella struttura della risposta B) gli atomi di Cl hanno 6 elettroni di valenza e non 7.

Nella struttura della risposta C) gli atomi di Cl hanno 6 elettroni di valenza, e non 7, e l'atomo di Carbonio ha solo 2 elettroni di valenza e non 4.

Nella struttura D ciascun atomo di H presenta due elettroni di valenza, e non uno, formando due legami, anziché un solo legame, e l'atomo di C non raggiunge l'ottetto.

Nella struttura E gli atomi di Cl hanno 6 elettroni di valenza, e non 7, e l'atomo di C non raggiunge l'ottetto.

10. IL MODELLO VSEPR E LE GEOMETRIE MOLECOLARI

Le molecole presentano una struttura spaziale definita. A partire dalle rappresentazioni di Lewis, fu sviluppato un modello per prevedere la geometria delle molecole. Il modello sviluppato negli anni '40 è il modello VSPRE (acronimo dall'inglese di Valence Shell Electron Pair Repulsion) ovvero il modello della repulsione della coppia di elettroni del guscio di valenza. Secondo questo modello, le coppie di elettroni (di legame o non condivise) presenti nella valenza di un atomo si respingono le une con le altre e si dispongono quindi alla massima distanza possibile, definendo quindi la disposizione spaziale dei legami intorno all'atomo. Utilizzando questo modello è possibile prevedere ad esempio che la molecola di anidride carbonica CO_2 è una molecola lineare, mentre la molecola H_2O è piegata e presenta un angolo di legame H-O-H di circa 104° a causa della presenza di due coppie di elettroni di non legame presenti sull'atomo di ossigeno.

CONOSCENZE

- Il modello VSEPR per la definizione della geometria molecolare

ABILITÀ

- Assegnare la geometria molecolare sulla base della formula molecolare e del modello VSEPR

11. NUMERO DI OSSIDAZIONE

Il numero di ossidazione è una convenzione che è stata proposta e adottata negli anni '40 per descrivere adeguatamente le reazioni di ossido-riduzioni (nucleo tematico 6 *Ossidazioni e riduzioni*), ovvero quelle reazioni nelle quali avviene un trasferimento di elettroni da una specie chimica all'altra. La specie che acquista elettroni è chiamata **ossidante**, e a seguito della reazione si riduce; la specie che perde elettroni è chiamata **riducente**, e a seguito della reazione si ossida. Affinché si realizzi la reazione, devono essere presenti contemporaneamente un ossidante e un riducente.

Per identificare più facilmente quale atomo acquisti o perda elettroni nel corso della reazione, è stato proposto di attribuire a ogni atomo presente nei reagenti e nei prodotti uno **stato di ossidazione, o numero di ossidazione**: la variazione dello stato di ossidazione di un atomo consente di stabilire se nel corso della reazione l'atomo ha acquistato o perso elettroni. Lo stato di ossidazione di un atomo in una molecola è definito come la carica "formale" che avrebbe quell'atomo se tutti i legami con gli altri atomi ai quali è legato fossero legami totalmente ionici e gli elettroni di legame fossero quindi assegnati, in prima approssimazione, all'atomo più elettronegativo.

CONOSCENZE

- Definizione di specie ossidanti e riducenti
- Determinazione dello stato di ossidazione di un atomo

ABILITÀ

- Determinazione dello stato di ossidazione di un atomo al fine del bilanciamento di reazioni red-ox

12. FORZE INTERMOLECOLARI E LEGAME IDROGENO

Le molecole interagiscono tra loro attraverso *forze di natura elettrica* e tali interazioni rivestono un ruolo fondamentale nel definire, ad esempio, gli stati fisici della materia (solido, liquido o aeriforme) o le interazioni e le proprietà delle molecole biologiche. Di particolare rilievo sono le interazioni così dette *a legame idrogeno*, caratteristiche dell'acqua e che ne determinano le specifiche proprietà.

Le interazioni intermolecolari sono classificate in base alla *polarità delle molecole interagenti*: *quanto più le molecole sono polari tanto più intense saranno le interazioni che si instaurano*.

Per una descrizione più dettagliata, si può fare riferimento al seguente elenco:

interazioni ione–ione: sono le interazioni più forti e sono attrattive o repulsive a seconda che gli ioni abbiano carica opposta o uguale;

- interazioni ione–dipolo permanente (interazioni sempre attrattive): la distribuzione degli elettroni in una molecola può essere tale da produrre un momento di dipolo permanente. In questi casi, la molecola presenta una estremità positiva del dipolo, che sarà attratta da uno ione negativo (anione), mentre l'estremità negativa del dipolo sarà attratta da uno ione con carica positiva (catione);
- interazioni dipolo permanente–dipolo permanente (interazioni sempre attrattive): due molecole dotate di un dipolo permanente si orienteranno in modo che l'estremità positiva del dipolo di una molecola sia rivolta verso l'estremità negativa del dipolo dell'altra molecola;
- interazione a legame idrogeno: è una forma “estrema” di interazione dipolo-dipolo. È dovuto all'interazione elettrostatica che si instaura fra un atomo elettronegativo che presenta un doppietto di non legame (N, O, F) e un atomo di idrogeno legato a sua volta a un atomo elettronegativo (N-H, O-H, F-H);
- interazioni dipolo permanente–dipolo indotto (interazioni sempre attrattive): una molecola che presenta un momento di dipolo permanente induce uno sbilanciamento nella distribuzione degli elettroni nella molecola priva di momento di dipolo (molecola apolare) vicina; si instaura una interazione attrattiva, come nel caso dell'interazione dipolo permanente–dipolo permanente;
- interazioni dipolo istantaneo–dipolo indotto (interazioni sempre attrattive): a causa dei moti elettronici, una molecola apolare può presentare “istantaneamente” un momento di dipolo istantaneo, che induce in una molecola apolare vicina un momento di dipolo indotto.

Il quadro delle forze intermolecolari si completa considerando infine le interazioni repulsive che si instaurano fra gli atomi a distanze molto corte a causa delle interazioni fra loro distribuzioni elettroniche.

La forza delle interazioni intermolecolari decresce nell'ordine: ione - ione; ione - dipolo; legame a idrogeno; dipolo permanente - dipolo permanente; dipolo permanente – dipolo indotto; dipolo indotto – dipolo indotto.

CONOSCENZE

- La natura delle forze intermolecolari
- Caratterizzazione delle forze intermolecolari

ABILITÀ

- Definire la natura delle forze intermolecolari sulla base della struttura delle molecole interagenti
- Prevedere alcune proprietà macroscopiche (quali: stato fisico della sostanza e temperatura dei passaggi di stato) sulla base delle forze intermolecolari

13. MODELLI ATOMICI E NUMERI QUANTICI

Fra la fine dell'800 e l'inizio del '900, principalmente grazie ai lavori di Thomson e Rutherford, fu svelata la struttura atomica interna, costituita da un nucleo, nel quale sono presenti protoni (con carica elettrica positiva unitaria) e neutroni (particelle prive di carica), e dagli elettroni (con carica elettrica negativa unitaria e massa molto inferiore rispetto a quella delle particelle costituenti il nucleo) che circondano il nucleo. Gli studi successivi mostrarono che:

i) **gli elettroni mostrano una natura duale**: possono comportarsi sia come particelle sia come onde e il loro comportamento deve essere descritto attraverso una funzione, chiamata "funzione d'onda";

ii) l'elettrone, quando non è soggetto ad alcun vincolo può avere qualunque valore di energia; quando invece è soggetto a un vincolo esterno allora potrà assumere solo valori discreti di energia e si dice che **l'energia del sistema è quantizzata**. Nel caso di un atomo, l'elettrone è vincolato dall'interazione elettrostatica con il nucleo: ne consegue che le energie dell'atomo non assumono valori continui ma solo valori discreti e le energie dell'atomo risultano quantizzate;

iii) non è possibile definire la traiettoria di un elettrone intorno al nucleo, ovvero non è possibile determinare contemporaneamente posizione e velocità dell'elettrone in un certo istante, ma è possibile solo descrivere in termini probabilistici il moto dell'elettrone: ovvero può essere calcolata solo la probabilità di trovare l'elettrone in una data regione intorno del nucleo.

Dall'insieme di queste osservazioni e principi deriva che **le energie degli atomi sono quantizzate** (ovvero assumono solo valori discreti) e ciò si riflette nel fatto che nelle espressioni dell'energia e

delle funzioni d'onda associate agli elettroni (chiamate **orbitali**) sono presenti dei numeri interi, detti **numeri quantici**:

- n , numero quantico principale, che definisce il livello energetico principale dell'orbitale, o guscio o strato elettronico;
- l , numero quantico secondario, che definisce la forma dell'orbitale, e rappresenta i possibili sottolivelli associati a un livello energetico;
- m , numero quantico magnetico, che descrive le possibili orientazioni degli orbitali nello spazio.

La **probabilità** di trovare l'elettrone in un dato intorno del nucleo può essere calcolata a partire dalla conoscenza della funzione d'onda dell'elettrone, ovvero del suo orbitale.

L'orbitale dipende anche da un ulteriore numero quantico (il numero quantico magnetico di spin, che può assumere valore semintero $1/2$ o $-1/2$) e che possiamo interpretare come il verso del moto di rotazione (in senso orario o antiorario) dell'elettrone su sé stesso. Il principio di esclusione di Pauli (1925) afferma che in uno stesso orbitale possono essere presenti al massimo due elettroni, purché presentino spin opposto.

Alla luce di queste conoscenze, la **struttura della Tavola Periodica** degli elementi risulta la seguente:

- gli elementi figurano nella Tavola in base al numero atomico crescente;
- le righe orizzontali formano 7 periodi: il numero progressivo dei periodi corrisponde al numero quantico principale n , ovvero al livello principale di energia che compete agli elettroni di valenza degli elementi del periodo;
- le colonne formano i gruppi: ciascun gruppo presenta uno stesso numero di elettroni di valenza. I gruppi sono divisi in base ai sottolivelli rappresentati dal numero quantico secondario l : blocco s (gruppi 1 e 2: metalli alcalini e alcalino-terrosi), blocco p (gruppi 13-18), blocco d (metalli di transizione: gruppi 3-10); blocco f (lantanidi e attinidi).

CONOSCENZE

- Struttura dell'atomo
- Quantizzazione dell'energia
- Numeri quantici
- Struttura della Tavola Periodica sulla base del modello atomico quantistico

ABILITÀ

- Associare all'atomo di un elemento il numero di elettroni di valenza, il periodo e il gruppo di appartenenza

14. CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEGLI ATOMI E PROPRIETÀ PERIODICHE

A partire dalla descrizione quantomeccanica dei sistemi atomici fu possibile “rileggere” la Tavola periodica degli elementi alla luce delle nuove scoperte. Innanzitutto, fu possibile definire il concetto di **elemento chimico**. Un elemento è definito dal: numero di protoni presenti nel nucleo (ovvero dal suo numero atomico Z); da un nome e da un simbolo; dalla sua posizione nella tavola periodica.

Atomi di uno stesso elemento che presentano un numero differente di neutroni (ovvero presentano differente numero di massa, definito dalla somma del numero di protoni e neutroni presenti nel nucleo) vengono chiamati **isotopi** (ovvero, che occupano la stessa posizione nella tavola periodica): gli isotopi di un elemento presentano proprietà fisiche differenti ma proprietà chimiche sostanzialmente identiche.

Nella Tavola periodica, gli elementi vennero ordinati sulla base del numero atomico Z e per ciascun elemento fu possibile, sulla base dei risultati della descrizione quantistica, assegnare i livelli elettronici permessi (e le corrispondenti funzioni orbitali) agli elettroni di un atomo, ovvero costruire la sua **configurazione elettronica**, seguendo i seguenti principi e regole:

- principio di costruzione (principio di Aufbau): gli elettroni sono assegnati ai livelli energetici a partire dai livelli a energia più bassa;
- principio di esclusione di Pauli: in uno stesso orbitale possono essere presenti al massimo due elettroni;
- regola di Hund: nel caso di livelli che presentino la stessa energia (livelli degeneri) gli elettroni sono assegnati in modo da ottenere il numero massimo di elettroni spaiati tutti con lo stesso spin

I livelli energetici permessi (e le corrispondenti funzioni orbitali) dipendono dai numeri quantici secondo le seguenti regole:

- il numero quantico principale n definisce lo strato principale, o livello elettronico, e assume valori interi, a partire da $n=1$ ($n = 1, 2, 3, \dots$);
- per un dato strato (ovvero per un dato valore di n) sono accessibili più orbitali che presentano energie simili (sottolivelli energetici) e sono caratterizzati da “forme” differenti. Il numero dei sottolivelli (e quindi il numero di forme permesse) dipende dai valori assunti dal numero quantico secondario l : assume valori interi compresi fra $l = 0$ e $l = (n-1)$, ovvero $l = 0, 1, \dots, (n-1)$;
- per un dato sottolivello (ovvero per una data forma dell’orbitale, ovvero per un dato valore di l), ogni orbitale potrà presentare orientazioni differenti nello spazio. Tali orientazioni, in assenza di campi esterni, avranno tutte la stessa energia e quindi anche gli orbitali avranno uguale energia. Il numero di orientazioni possibili (e quindi il numero di orbitali

corrispondenti) dipende dai valori assunti dal numero quantico magnetico m_l : m_l assume valori interi compresi fra $-l$ e $+l$ ($m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$).

Alla luce delle configurazioni elettroniche attribuite agli atomi dei diversi elementi fu inoltre possibile interpretare anche le proprietà periodiche degli elementi, in particolare:

- **raggio atomico** (definito a partire da misure sperimentali): cresce lungo il gruppo e, per gli elementi dei gruppi principali (blocco s e p), diminuisce lungo il periodo (tale andamento non è invece rispettato dagli elementi di transizione); analogo andamento si osserva se si considerano i raggi ionici anziché quelli atomici;
- **energia di prima ionizzazione** (ovvero, l'energia che bisogna fornire a un atomo allo stato gassoso per allontanare un suo elettrone dallo strato più esterno): per gli elementi dei gruppi principali (blocco s e p) generalmente aumenta lungo il periodo e diminuisce lungo il gruppo;
- **affinità elettronica** (ovvero, l'energia che viene liberata o che occorre fornire per aggiungere un elettrone a un atomo neutro in fase gassosa, per formare uno ione negativo): per gli elementi dei gruppi principali (blocco s e p) generalmente diventa più negativa lungo il periodo (fanno eccezione i gas nobili che hanno già l'ottetto completo e quindi hanno una affinità elettronica positiva) e meno negativa lungo il gruppo.

CONOSCENZE

- Numero atomico e numero di massa
- Definizione di elemento chimico
- Isotopi
- Configurazione elettronica e regole per la sua costruzione
- Proprietà degli elementi (raggi atomici, energie di ionizzazione, affinità elettroniche) e loro andamenti periodici

ABILITÀ

- Identificare un elemento sulla base del numero atomico
- Associare agli atomi (o agli ioni) di un elemento il numero atomico e il numero di elettroni corrispondente
- Riconoscere le specie isotopiche sulla base del numero atomico e del numero di massa
- Costruire la configurazione elettronica di un atomo (o di uno ione) di un elemento
- Identificare gli orbitali atomici di core e di valenza

- Associare all'atomo di un elemento il numero di elettroni di valenza, il periodo e il gruppo di appartenenza nella Tavola Periodica in base alla sua configurazione elettronica
- Associare la configurazione elettronica dell'atomo di un elemento in base alla sua collocazione nella Tavola Periodica

Esempi di quesiti

Quesito 6

La configurazione elettronica dell'atomo neutro di Mg è: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

La configurazione elettronica dello ione Mg^{2+} è:

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

B. $1s^2 2s^2 2p^6$

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

D. $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$

E. $1s^2 2s^1 2p^5 3s^2$

Conoscenze: il quesito verifica la conoscenza delle regole per la costruzione della configurazione elettronica di un atomo nel suo stato fondamentale

Competenze: lo studente è in grado di determinare la configurazione elettronica di uno ione a partire dalla configurazione elettronica dell'atomo nel suo stato fondamentale.

La configurazione elettronica di un atomo specifica il modo in cui gli elettroni occupano i livelli elettronici permessi. Essa viene costruita rispettando 3 regole, di cui una di esse specifica che gli elettroni occupando gli orbitali in ordine energetico crescente (numero quantico principale crescente, numero quantico secondario crescente). Gli elettroni che occupano gli orbitali a numero quantico principale e secondario più alto sono quelli che risentono in misura minore l'interazione con la carica nucleare e possono essere allontanati dal nucleo con un minore dispendio energetico, ovvero quelli che per essere strappati dall'atomo richiedono il minimo contenuto di energia. In altre parole, quando un atomo diviene uno ione positivo gli elettroni che l'atomo perde sono proprio quelli che si trovano negli orbitali che hanno il numero quantico principale e secondario più alto. Il valore della carica positiva di uno ione coincide numericamente con il numero di elettroni che l'atomo ha perso.

Sulla base delle conoscenze sopra riportate è possibile identificare la risposta corretta e capire perché le altre risposte risultano sbagliate.

La risposta **A** è sbagliata perché la configurazione elettronica riportata corrisponde alla perdita di un solo elettrone, mentre la carica dello ione positivo è +2.

La risposta **B** è corretta perché la configurazione elettronica riportata corrisponde alla perdita di 2 elettroni e quindi pari alla carica +2 dello ione positivo e, inoltre, gli elettroni persi sono quelli che si trovavano nell'orbitale a numero quantico principale più alto.

La risposta **C** è sbagliata perché la configurazione elettronica riportata corrisponde alla perdita degli elettroni dell'orbitale 2s, il quale non è l'orbitale a numero quantico principale più alto.

La risposta **D** è sbagliata perché la configurazione elettronica riportata corrisponde alla perdita di due elettroni dell'orbitale 2p il quale non è l'orbitale a numero quantico principale più alto.

La risposta **E** è sbagliata perché la configurazione elettronica riportata corrisponde alla perdita di due elettroni di cui uno dell'orbitale 2s e uno dell'orbitale 2p, i quali non sono gli orbitali a numero quantico principale più alto.