

INDICE

Unità didattica 1

STRUTTURA DELL'ATOMO, TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI E LEGAMI CHIMICI

Introduzione allo studio della chimica	2
La materia: concetti fondamentali	2
I costituenti della materia: atomi, molecole e ioni	5
La tavola periodica.....	9
Formule e composti	12
Introduzione al calcolo stechiometrico	16
Esercizi: moli, masse molari, composizione percentuale, formula molecolare	18
Struttura atomica e configurazione elettronica	21
Introduzione allo studio della struttura atomica.....	21
La luce come onda elettromagnetica	21
La luce come corpuscolo	22
Il modello atomico di Bohr	23
Duplice natura dell'elettrone: onda e particella.....	24
Gli orbitali e i numeri quantici	25
Configurazione elettronica di un atomo	28
Trasformazioni nucleari	32
Le proprietà periodiche	37
Legami chimici	41
Legami chimici intramolecolari.....	41
Tipi di legame intramolecolare	43
Teorie degli orbitali di legame	46
Teoria del legame di valenza	47
Modello VSEPR e geometrie molecolari.....	47
Polarità	49
Legami intermolecolari	50

Unità didattica 2

STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA E PRINCIPI DI TERMODINAMICA

Stato solido e stato liquido	54
Proprietà generali dei solidi	54
Classificazione dei solidi	54
Liquidi.....	56

Indice

Stato aeriforme	60
Proprietà dei gas	60
Teoria cinetica dei gas	62
Equazione di stato dei gas ideali	66
Miscele gassose: legge di Dalton	67
Legge di Graham	68
Gas reali	68
Principio di Avogadro	71
Termodinamica	72
Primo principio della termodinamica	72
Entalpia (H)	73
Secondo principio della termodinamica	76
Energia libera di Gibbs	76

Unità didattica 3

MISCELE, SOLUZIONI E PROPRIETÀ COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI

Soluzioni e concentrazioni	80
Le soluzioni e il loro comportamento	80
Concentrazioni	80
Processo di dissoluzione	85
Fattori che influenzano la solubilità	88
Equilibri di solubilità	90
Proprietà colligative	92
Particolari tipi di soluzioni	96
Calcolo delle concentrazioni	100
Solubilità	101
Pressione osmotica	102
Osmosi, liquidi intracellulari ed extracellulari	103

Unità didattica 4

GENERALITÀ SULLE REAZIONI CHIMICHE, CINETICA ED EQUILIBRIO CHIMICO

Reazioni chimiche e bilanciamento	110
Bilanciamento delle reazioni chimiche	110
Introduzione allo studio delle reazioni chimiche	114
Soluzioni acquose	115
Le reazioni chimiche	117
Reazioni di precipitazione	118
Reazioni che sviluppano gas	119
Reazioni acido-base	119
Reazioni di ossido-riduzione (o redox)	122

Ossidoriduzione nei sistemi biologici	123
Radicali liberi e stress ossidativo	124
Esercizio svolto: reazioni e bilanciamento	131
Pratica: bilanciamento e stechiometria	132
Bilanciamento di una reazione non redox	132
Bilanciamento di una reazione redox	134
Stechiometria	137
Cinetica chimica	144
Velocità delle reazioni chimiche	144
Effetto della concentrazione sulla velocità di reazione.....	146
Ordine di reazione.....	147
Velocità di reazione: punto di vista microscopico	149
Effetto della temperatura sulla velocità	149
Equazione di Arrhenius.....	150
Meccanismi di reazione	151
Equilibri chimici	152
Sistemi all'equilibrio	152
La costante di equilibrio: scrivere formule	153
Il quoziente di reazione Q	154
Calcolo e uso della costante di equilibrio.....	155
Perturbare un equilibrio chimico	157
Unità didattica 5	
ACIDI, BASI, SALI, REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE ED ELETTROCHIMICA	
Chimica degli acidi e delle basi	160
Teorie acidi e basi	160
Forza degli acidi e delle basi	162
Il pH	164
Idrolisi salina.....	166
Tipi di reazioni acido-base	168
Soluzioni tampone e titolazioni acido-base	170
Soluzioni tampone	170
Principali sistemi tampone del sangue.....	172
Titolazioni acido-base	173
Esercizi svolti	177
Elettrochimica	182
Introduzione	182
Potenziali elettrochimici	184
Pile a concentrazione	186
Tipi di pile e loro utilizzi	187
Esercizi svolti	189

Unità didattica 6

PROPRIETÀ DEL CARBONIO, REATTIVITÀ DEI COMPOSTI ORGANICI, IDROCARBURI E DERIVATI

Proprietà generali dei composti organici	192
Composti organici	192
Il legame covalente nei composti organici	198
Orbitali ibridi	200
Isomeria	208
Chiralità	210
Isomeri geometrici cis-trans	222
Isomeria conformazionale	224
Idrocarburi	230
Idrocarburi alifatici	230
Alcani	230
Cicloalcani	234
Reazioni degli alcani e dei cicloalcani	235
Alcheni	237
Cicloalcheni	239
Reazioni degli alcheni	239
Alchini	243
Reazioni degli alchini	243
Idrocarburi aromatici	245
Regole di nomenclatura	246
Proprietà chimico-fisiche	247
Reazioni degli idrocarburi aromatici	248
Esercizi riepilogativi	250
Composti organici alogenati	253
Composti alifatici polialogenati	253
Sostituzione nucleofila	254
Deidroalogenazione	257
Competizione tra sostituzione nucleofila ed eliminazione	258

Unità didattica 7

GRUPPI FUNZIONALI E ISOMERIE

Alcoli, fenoli, tioli	260
Alcoli	260
Reazioni degli alcoli	262
Reazioni dei fenoli	267
Tioli	268
Reazioni dei tioli	268
Eteri ed epossidi	269

Eteri	269
Epossidi	272
Aldeidi e chetoni	274
Generalità	274
Acidi carbossilici e loro derivati	284
Generalità	284
Reazioni di sintesi	290
Reazioni principali	292
Derivati degli acidi carbossilici.....	293
Ammine e composti azotati	301
Generalità	301
Preparazione delle ammine	305
Reazioni delle ammine	306
Unità didattica 8	
MACROMOLECOLE BIOLOGICHE	
Glucidi	308
Definizione e classificazione	308
Amminoacidi, peptidi e proteine	320
Enzimi	329
Proprietà.....	329
Classificazione	329
Natura degli enzimi	330
Catalisi enzimatica	331
Cinetica enzimatica.....	332
Strategie catalitiche	334
Inibizione enzimatica	336
Lipidi	339
Acidi nucleici	350
Ormoni	358
Introduzione sulla funzione degli ormoni	358
MAPPE E QUIZ	363
Costituzione della materia	364
Quiz di verifica	366
Soluzioni commentate	367
Tavola periodica	368
Quiz di verifica	370
Soluzioni commentate	371
Fondamenti di chimica inorganica	372
Quiz di verifica	374

Indice

Soluzioni commentate	375
Legami chimici	376
Quiz di verifica	378
Soluzioni commentate	379
Le soluzioni	380
Quiz concentrazioni di specie chimiche	382
Quiz di verifica	384
Soluzioni commentate	385
Equilibrio chimico	386
Quiz di verifica	388
Soluzioni commentate	389
Cinetica e chimica	390
Quiz di verifica	392
Soluzioni commentate	393
Acidi e basi	394
Quiz calcolo Ph	396
Quiz di verifica	398
Soluzioni commentate	399
Proprietà colligative	400
Quiz di verifica	401
Soluzioni commentate	402
Verifica finale – Quiz	403
Verifica finale – Soluzioni	404

MAPPE E QUIZ



COSTITUZIONE DELLA MATERIA

MATERIA

Tutto ciò che occupa uno spazio e possiede una massa. Si manifesta come:

SOSTANZE PURE

Sostanze che mantengono le proprie caratteristiche chimiche e fisiche in ogni loro parte.

● ELEMENTARI

formate da singoli atomi (He, Fe, O, Li, Cl).

● COMPOSTE

formate da molecole (O₂, CO₂, NaCl).

MISCUGLI

Formati dalla mescolanza di più sostanze pure.

● OMOGENEI o SOLUZIONI

Quando sono **costituiti da una sola fase**.

Hanno **proprietà chimico-fisiche identiche in ogni**

punto. Esempi: benzina, acqua potabile, leghe metalliche, aria. In particolare, in una soluzione si definisce soluto il componente a minor quantità e solvente quello in maggior quantità. Il soluto viene sciolto nel solvente.

● ETEROGENEI

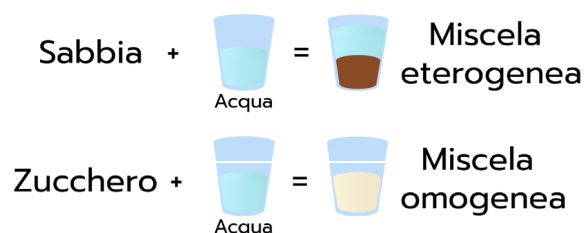
Quando sono **composti da più fasi**. Hanno **proprietà chimico-fisiche diverse nei vari punti**.

Esempi: latte, vernice, nuvole, rocce.

→ COLLOIDI

in cui si possono individuare particelle disciolte nell'ordine del micron ($1 \mu = 10^{-6} \text{ m}$).

Esempio: globuli rossi nel sangue.



EMULSIONI

In cui è presente una fase liquida in un'ulteriore fase liquida: le fasi non sono miscibili.

Esempio: latte.

In particolare, in un'emulsione si definisce fase dispersa la componente in minor quantità e fase disperdente quella in maggior quantità.

AREOSOL

In cui è presente una fase liquida in una fase gassosa.

Esempio: nebbia.

→ DISPERSIONI

in cui si possono individuare particelle disciolte di ordine superiore ai micron (anche mm, cm).

Esempio: sabbia nel mare.

APPROFONDIMENTO

I **colloidi sono miscugli molto particolari** e alcuni di essi sono dotati di proprietà dette colligative, che permettono ad alcuni colloidi di rispondere in modo diverso e proporzionale a seconda della pressione che ricevono dall'esterno.

Se il colloide subisce una forte pressione, le particelle disperse al suo interno **tenderanno a compattarsi** rendendo il fluido duro (fase collegata). Al contrario, **se il fluido viene sottoposto a una pressione graduale e costante**, le **particelle non si collegano e il fluido rimane tale**. I liquidi sinoviali delle articolazioni sono dei colloidi di questo tipo (infatti devono garantire l'integrità dell'articolazione), ma non solo: anche l'amido in acqua ha lo stesso comportamento! Se vuoi fare un esperimento metti l'amido in acqua e colpscilo.

PAROLE CHIAVE

- Fase
- Comprimibilità di un corpo
- Forma di un corpo
- Volume di un corpo
- Colloide

STATI DI AGGREGAZIONE

SOLIDO



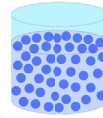
Stato in cui la **materia si presenta in forma propria e con volume proprio**. Il **corpo è incompressibile** e le particelle vibrano attorno a posizioni fisse (non hanno libertà di movimento).

Le **particelle sono numerose per unità di volume**, sono **unite da legami forti** e sono **disposte ordinatamente**.

A seconda dei legami, quanti tipi di solidi ci possono essere?

- **IONICI (NaCl, sale da cucina)**
solidi composti da atomi uniti da un legame ionico. Formano cristalli per la disposizione regolare degli atomi (cationi e anioni) e sono solubili in acqua.
- **MOLECOLARI (C⁶H¹²O⁶, glucosio)**
quando sono legati sia da legami covalenti sia da legami meno forti. Formano dei solidi compatti e solubili in acqua.
- **COVALENTI (SiO₂, quarzo)**
quando sono composti da atomi legati da legami covalenti. Formano dei composti duri e insolubili in acqua.
- **METALLICI (Fe₂, ferro)**
quando sono uniti da legami metallici (forti). Formano dei solidi compatti in cui i nuclei rimangono in posizione, mentre gli elettroni possono fluire da una parte all'altra del metallo, per questo sono degli ottimi conduttori.

LIQUIDO



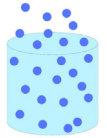
Stato in cui la **materia si presenta con volume proprio ma in forma variabile** (dipende dal recipiente). Il **liquido è incompressibile** e le particelle possono muoversi le une sulle altre.

Le **particelle sono numerose per unità di volume**, subiscono **attrazione elettrostatica reciproca** e interazioni intermolecolari (legami meno forti dei solidi) e sono **disposte** in modo **abbastanza libero**.

Quali sono le proprietà permesse dalla mobilità?

- **CAPILLARITÀ**
proprietà dovuta all'interazione tra un liquido e le pareti del contenitore, sulla loro superficie di contatto.
- **TENSIONE SUPERFICIALE**
grandezza fisica che misura la forza di coesione delle particelle poste alla superficie di un liquido. Mentre sulle particelle interne agiscono forze simmetriche in tutte le direzioni, sulle particelle superficiali agiscono solo forze laterali e forze dirette verso l'interno.
- **VISCOSITÀ**
è una proprietà intensiva che esprime l'attrito interno di un liquido. Questo può essere immaginato come costituito da strati liberi di muoversi tra loro.

GASSOSO



Stato in cui la **materia non presenta né forma né volume propri**.

I **gas sono comprimibili** e il loro comportamento viene descritto dalle leggi dei gas.

Le **particelle interagiscono molto poco tra loro**, per cui i gas possono essere considerati come formati da particelle libere da qualsiasi vincolo.

Quali proprietà del modello particellare?

- La frequenza degli urti delle particelle del gas contro la superficie del contenitore determina a livello macroscopico la pressione del gas.
- La velocità media delle particelle ha la sua espressione macroscopica nella temperatura del gas: se aumenta una aumenta anche l'altra.
- Gli urti effettuati dalle particelle sono elastici e perciò, data una certa temperatura, l'energia cinetica media delle particelle resta costante.

Quiz di verifica

1. Individua l'accoppiamento corretto:

- A. nebbia – emulsione
- B. lega metallica – miscuglio eterogeneo
- C. maionese – sospensione
- D. fumo - colloide
- E. aria – dispersione

2. Di quali forze risentono le particelle che compongono un liquido?

- A. Di forze intermolecolari quali legami a idrogeno e forze di London
- B. Solo di attrazione elettrostatica
- C. Di attrazione elettrostatica e tensione superficiale
- D. Di forze intermolecolari, che dipendono dalla natura delle particelle, e di repulsione elettrostatica
- E. Di forze intermolecolari, attrazione elettrostatica e tensione superficiale per quanto riguarda le molecole in superficie

3. Quale tra le seguenti affermazioni è corretta?

- A. Gli urti tra le particelle che formano un gas sono elastici solo quando superano l'energia di attivazione richiesta per reagire
- B. La frequenza degli urti delle particelle di un gas è inversamente proporzionale alla temperatura a cui si trova il gas
- C. La velocità media delle particelle è espressione della temperatura a cui si trova il gas
- D. L'energia cinetica media delle particelle all'interno di un gas è sempre costante
- E. La frequenza di urti tra le particelle che compongono un gas all'interno di un contenitore definito è indice microscopico della pressione del gas.

4. Il sangue può essere definito come un miscuglio _____

- A. omogeneo
- B. eterogeneo
- C. misto
- D. osmole
- E. ipotonico

Soluzioni commentate**1. Risposta corretta: D**

La nebbia è composta da goccioline di acqua liquida sospese in aria, per questo motivo è un esempio di colloidale, in particolare è un aerosol liquido.

Le leghe metalliche presentano proprietà chimico fisiche identiche in ogni loro punto e sono composte da una sola fase, per questo motivo possono essere definite come miscugli omogenei.

La maionese rappresenta un'emulsione di liquidi immiscibili quali olio vegetale, acqua e tuorlo d'uovo. Il fumo è una dispersione colloidale di particelle solide in un gas.

L'aria è un miscuglio omogeneo composto dal 78% di azoto, 21% di ossigeno, 1% di argon e altri gas in tracce.

2. Risposta corretta: E

Un liquido è un composto con volume proprio e forma variabile a seconda del recipiente in cui è posto. È incompressibile e le particelle possono muoversi liberamente le une rispetto alle altre in quanto risentono solamente dell'azione di forze intermolecolari, dipendenti dalla natura delle particelle (per esempio, le molecole di acqua risentono dei legami a idrogeno) e di attrazione elettrostatica. Inoltre, le molecole che si trovano sulla superficie risentono del fenomeno di tensione superficiale.

3. Risposta corretta: C

I gas sono composti comprimibili e il loro comportamento viene descritto dalla legge dei gas. Le particelle che li compongono sono libere di muoversi e interagiscono molto poco tra loro; gli urti tra le stesse sono elastici e la loro frequenza aumenta all'aumentare della temperatura (si può affermare che frequenza degli urti tra particelle e temperatura del gas sono direttamente proporzionali), per questo motivo la velocità media di quest'ultime è indice microscopico della temperatura del gas. Essendo gli urti elastici, data una certa temperatura, l'energia cinetica media delle particelle rimane costante.

4. Risposta corretta: B

Quiz di verifica

1. Quali delle seguenti affermazioni non sono corrette riguardo ai metalli alcalini?

I. Presentano un orbitale s completo

II. Si trovano quasi sempre in natura allo stato elementare

III. Appartengono al gruppo I A

IV. L'energia di prima ionizzazione aumenta con l'aumentare del numero atomico

- A. Solo II
- B. II e IV
- C. I e IV
- D. I, II e IV
- E. Tutte

2. Sapendo che gli elementi litio, berillio, boro, carbonio e azoto si trovano tutti nel secondo periodo e sono elencati con numero atomico crescente, si può affermare che il raggio atomico:

- A. segue la progressione $Li > Be > B > C > N$
- B. segue la progressione $Li < Be < B < C < N$
- C. è lo stesso per tutti gli elementi poiché appartengono allo stesso periodo
- D. varia tra tutti gli elementi ma non segue un andamento preciso
- E. è maggiore per l'atomo di boro

3. Gli alogeni non:

- A. sono il settimo gruppo della tavola periodica
- B. tendono a formare ioni con una carica negativa
- C. comprendono il fosforo
- D. comprendono il cloro
- E. hanno configurazione elettronica esterna identica tra loro

4. L'energia di ionizzazione cresce lungo un _____

- A. gruppo
- B. blocco
- C. periodo
- D. margine
- E. elemento

Soluzioni commentate**1. Risposta corretta: D**

I metalli alcalini sono gli elementi che occupano il primo gruppo della tavola periodica (affermazione 3 corretta) e presentano un solo elettrone nell'orbitale più esterno di tipo s (affermazione 1 errata, si riferisce ai metalli alcalino-terrosi). Avendo un solo elettrone nello strato più esterno, sono molto reattivi, per cui non si trovano mai in natura allo stato elementare, bensì sotto forma di composti (affermazione 2 errata). L'energia di ionizzazione aumenta lungo i periodi e diminuisce lungo i gruppi, quindi con l'aumentare del numero atomico nei metalli alcalini essa diminuisce (affermazione 4 errata).

2. Risposta corretta: A

In uno stesso periodo, spostandosi da sinistra verso destra (quindi all'aumentare del numero atomico) aumenta la carica positiva del nucleo, pertanto gli elettroni risultano sempre più attratti dalle cariche positive nucleari. Come conseguenza si osserva una riduzione del raggio atomico, il quale invece cresce spostandosi verso il basso lungo un gruppo.

3. Risposta corretta: C

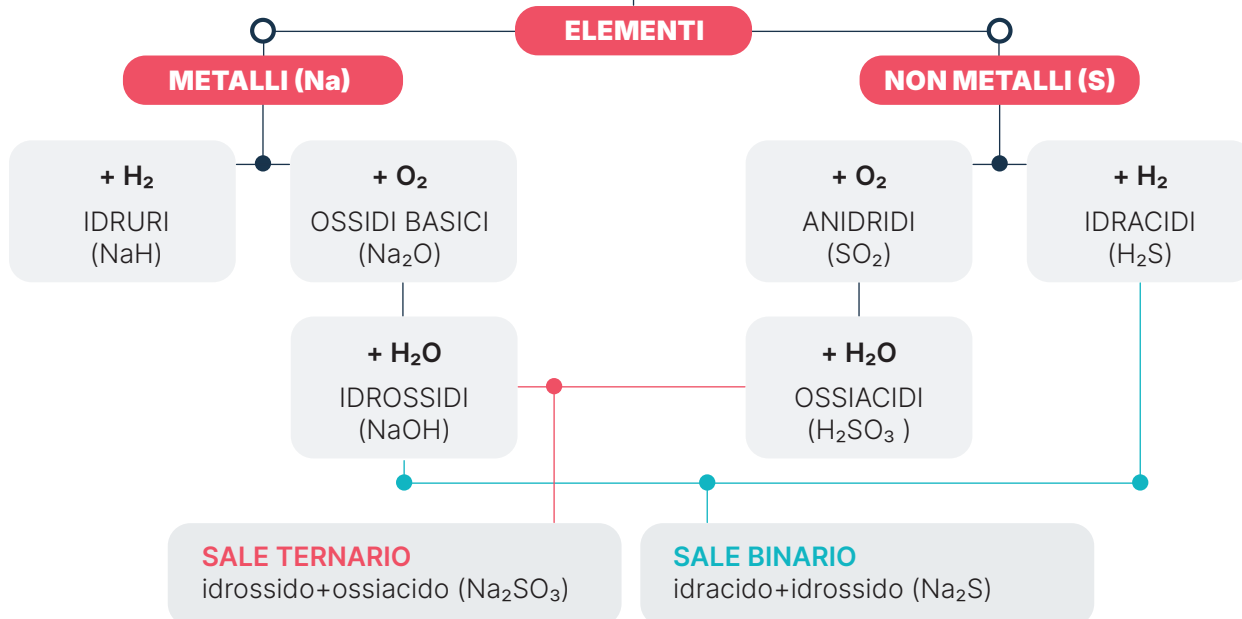
Attenzione: il quesito richiede di indicare l'affermazione falsa rispetto agli alogeni. Il fosforo (P) non è un elemento compreso nel gruppo degli alogeni (VII A), esso infatti appartiene al quinto gruppo (V A) degli elementi rappresentativi (se si considera invece la più recente nomenclatura IUPAC che nomina i gruppi da 1 a 18 il suo è il gruppo 15).

4. Risposta corretta: C

FONDAMENTI DI CHIMICA INORGANICA

COMPOSTI INORGANICI

Reazioni da cui si possono ottenere le principali classi di composti inorganici



CLASSIFICAZIONE

NOMENCLATURA

TRADIZIONALE

FeO = ossido ferroso
Fe₂O₃ = ossido ferrico

IUPAC

FeO = monossido di ferro
Fe₂O₃ = triossido di ferro

1 I A																									18 VIII A					
2 II A												13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	He													
H -1 +1	Li +1	Na +1	K +1	Rb +1	Cs +1	Be +2	Mg +2	Ca +2	Sr +2	Ba +2	Sc +3	Ti +2 +3 +4	V +2 +3 +4 +5	Cr +2 +3 +6	Mn +2 +3 +6 +7	Fe +2 +3 +6	Co +2 +3	Ni +2 +3	Cu +1 +2	Zn +2	Ga +3	Ge +2 +4	As -3 +3 +5	Se -2 +2 +4 +6	Br -1 +1 +3 +5 +7	Kr +2	Ne	Ar	Xe	Rn
<p>Unico stato di ossidazione (light blue)</p> <p>Composti non ben definiti (dark blue)</p> <p>Stati di ossidazione più comuni (purple)</p> <p>Stati di ossidazione meno comuni (pink)</p> <p>(non sono elencati tutti gli stati di ossidazione, solo i più comuni)</p>																														
<p>13 III A</p> <p>14 IV A</p> <p>15 V A</p> <p>16 VI A</p> <p>17 VII A</p>																														
<p>B +3</p> <p>C -4 -3 -2 -1 +1 +2 +3 +4</p> <p>N -3 -2 +3 +4 +5</p> <p>O -2</p> <p>F -1</p> <p>Al +3</p> <p>Si +2 +4</p> <p>P -3 +3 +5</p> <p>S -2 +2 +4 +6</p> <p>Cl -1 +1 +3 +5 +7</p>																														
<p>18 VIII A</p>																														

PROPRIETÀ DEI COMPOSTI INORGANICI

COMPOSTI BINARI

Formati da due soli elementi: catione = elemento con elettronegatività minore, anione = elemento con elettronegatività maggiore.

- **OSSIDI BASICI** → Formati da un metallo e ossigeno. Esempi: CaO = ossido di calcio, CuO = ossido rameico, Na_2O = ossido di sodio.
 - ↳ **PROPRIETÀ** → Se sono solubili, hanno comportamento basico dato dalla reazione tra lo ione O_2^- e H_2O , che porta alla formazione di OH^- .
- **ANIDRIDI (OSSIDI ACIDI)** → Formati da un non-metallo e ossigeno. Esempi: B_2O_3 = anidride borica, SO_3 = anidride solforica, SO_2 = anidride solforosa, Cl_2O_3 = anidride clorosa, Cl_2O_5 = anidride clorica.
 - ↳ **PROPRIETÀ** → Se sono solubili, hanno comportamento acido: reagiscono con H_2O liberando H^+ in soluzione.
- **IDRURI METALLICI** → Esempi: LiH = idruro di litio, NaH = idruro di sodio, KH = idruro di potassio.
 - ↳ **PROPRIETÀ** → Hanno carattere ionico. In acqua reagiscono come basi, liberando idrogeno gassoso e formando un idrossido del metallo.
- **IDRURI COVALENTI** → Esempi: NH_3 = ammoniaca, CH_4 = metano.
 - ↳ **PROPRIETÀ** → Gli atomi sono legati tra loro da legami covalenti. In acqua non reagiscono in modo standard.
- **IDRACIDI** → Esempi: HI = acido iodidrico, H_2S = acido solfidrico, HCl = acido cloridrico.
 - ↳ **PROPRIETÀ** Hanno carattere acido, quindi in soluzione acquosa si scindono liberando ioni H^+ e anioni.
- **SALI BINARI** → Esempi: CuCl = cloruro rameoso, Na_2S = solfuro di sodio.
 - ↳ **PROPRIETÀ** → Sono sali neutri composti da ioni che, se liberati in acqua, non vanno a modificare il pH della soluzione.

COMPOSTI TERNARI

- **IDROSSIDI** → Esempi: NaOH = idrossido di sodio, Fe(OH)_2 = idrossido ferroso, Fe(OH)_3 = idrossido ferrico.
 - ↳ **PROPRIETÀ** → Sono sostanze basiche che in acqua liberano OH^- .
- **OSSIACIDI** → Esempi: H_2SO_3 = acido solforoso, H_2SO_4 = acido solforico, HPO_3 = acido metafosforico, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ = acido pirofosforico, H_3PO_4 = acido ortofosforico.
 - ↳ **PROPRIETÀ** → Sono sostanze acide che in acqua liberano H^+ .
- **SALI TERNARI** → Esempi: Na_2SO_3 = solfito di sodio, FeSO_4 = solfato ferroso, CaCO_3 = carbonato di calcio, NaClO = ipoclorito di sodio, NaClO_2 = clorito di sodio, $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ = ortofosfato ferroso.
 - ↳ **PROPRIETÀ** → Le proprietà variano da molecola a molecola. Possono essere ottenuti con più tipi di reazioni, ad esempio quella tra un idrossido e un ossiacido.

APPROFONDIMENTO

In natura esistono **due tipi di composti: organici e inorganici**. Tra i composti **inorganici si trova tutto ciò che non contiene carbonio**. I **composti organici** invece sono anche detti **composti del carbonio**. Sono i costituenti di tutti gli **esseri viventi** - più precisamente gli zuccheri, i lipidi, gli acidi nucleici e le proteine.

Il **carbonio forma l'impalcatura per fosforo, zolfo, idrogeno, ossigeno e azoto**. I **composti inorganici includono tutti i composti che non contengono carbonio nelle loro molecole** (tranne il diossido di carbonio, o anidride carbonica, e pochi altri composti del carbonio).

Molti **composti inorganici sono necessari alla vita**: tra questi occupa un posto particolare **l'acqua** (la maggior parte delle reazioni fondamentali per gli organismi viventi si svolge in soluzione acquosa).

PAROLE CHIAVE

- Metalli
- Non metalli
- Composto binario
- Composto ternario
- Idruri
- Ossidi basici
- Anidridi
- Idrossidi
- Ossiacidi
- Idracidi
- Sali binari
- Sali ternari

Quiz di verifica

1. Si indichi a quale classe di composti appartiene ciascuna delle seguenti molecole: KCl, KH, Cl₂O₅.

- A. Sale ternario, sale binario, anidride
- B. Idruro, idracido, ossiacido
- C. Idruro, anidride, ossiacido
- D. Idrossido, sale ternario, idracido
- E. Sale binario, idruro, anidride

2. Qual è la nomenclatura IUPAC corretta per SO₂?

- A. Ossido di zolfo (II)
- B. Anidride solforica
- C. Diossido di zolfo (IV)
- D. Anidride solforosa
- E. Monossido di zolfo

3. Quale classe di composti inorganici è ottenuta dalla reazione tra ossidi basici e acqua?

- A. Idruri
- B. Idrossidi
- C. Idracidi
- D. Ossiacidi
- E. Sali binari

4. La formula minima del glucosio è _____

- A. CHO
- B. CH₂O
- C. C₆H₁₂O₆
- D. COOH
- E. C₃H₆O₃

Soluzioni commentate

1. Risposta corretta: E

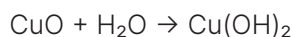
KCl è una molecola formata da metallo + non-metallo, ottenuta dalla reazione di neutralizzazione tra un idrossido e un idracido, che porta alla formazione di un sale binario. KH è formato da metallo + idrogeno e appartiene quindi alla classe degli idruri metallici. Cl_2O_5 (non-metallo + ossigeno) appartiene alla classe delle anidridi.

2. Risposta corretta: C

La nomenclatura IUPAC assegna all'ossigeno presente negli ossidi (acidi e basici) il nome di "ossido" preceduto da un prefisso che indica il numero di atomi di ossigeno presenti: nel caso in esame è un di-ossido (due atomi di ossigeno). Il non-metallo legato all'ossigeno invece mantiene il nome dell'elemento, al più seguito, tra parentesi, dal numero di ossidazione (in questo caso il numero di ossidazione dello zolfo è +4). La nomenclatura IUPAC della molecola proposta è pertanto diossido di zolfo (IV).

3. Risposta corretta: B

La classe degli ossidi basici è costituita dai composti formati da metallo + ossigeno (un esempio è il monossido di rame (II), CuO). Quando un composto appartenente a questa classe reagisce con acqua si forma un idrossido, costituito dal metallo di partenza a cui è legato il gruppo -OH (ossidrilico). Prendendo come esempio il monossido di rame (II), la reazione di formazione dell'idrossido è la seguente:

**4. Risposta corretta: B**

INTRAMOLECOLARI

LEGAME COVALENTE → Si forma tra due atomi di elementi non metallici e con un'alta elettronegatività. In base agli atomi tra cui si instaura il legame si parla di:

● **LEGAME COVALENTE PURO**

0 < differenza di elettronegatività < 0,4.

È anche chiamato omopolare e si forma tra atomi uguali dello stesso elemento. Può essere un legame singolo, doppio o triplo in base al numero di elettroni condivisi dai due atomi. In questo tipo di legame gli elettroni appartengono a entrambi gli atomi per cui si parla di condivisione di elettroni.

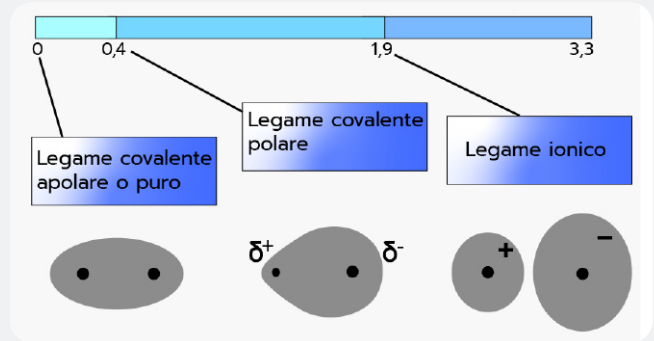
● **LEGAME COVALENTE POLARE**

0,4 < differenza di elettronegatività < 1,7.

È anche chiamato eteropolare e si forma tra atomi di elementi diversi. Formandosi tra atomi di elementi diversi sarà presente una differenza di elettronegatività. La nube elettronica tenderà a concentrarsi in prossimità dell'atomo più elettronegativo e si crea un polo negativo e uno positivo.

● **LEGAME DATIVO**

È un particolare legame covalente in cui un singolo atomo mette a disposizione come "donatore" entrambi gli elettroni necessari per stabilire un legame covalente. L'accettore non mette a disposizione nessun elettrone, ma semplicemente riempie un suo orbitale vuoto con il doppietto del donatore.



LEGAME IONICO → Si stabilisce tra due atomi che hanno una grande differenza di elettronegatività. Infatti si può identificare un atomo meno elettronegativo polarizzato positivamente (catione) e uno molto elettronegativo su cui si concentrerà la carica negativa (anione).

Differenza di elettronegatività > 1,7.

Qui non è presente una condivisione di elettroni ma una divisione di carica netta, conseguenza dell'attrazione elettrostatica tra i due atomi.



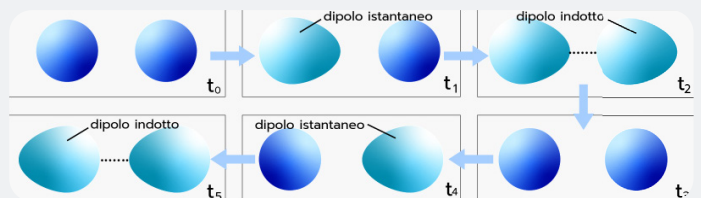
LEGAME METALLICO → È un'attrazione elettrostatica presente tra gli elettroni di valenza e gli ioni positivi dei metalli (cationi).

● **MODELLO A NUBE ELETTRONICA**

Gli atomi di un metallo tendono a cedere elettroni e a diventare cationi per poi aderire gli uni agli altri in strutture definite. Gli elettroni di valenza sono liberi di muoversi in modo delocalizzato. Il cristallo metallico è quindi formato da un mare di elettroni in cui galleggiano ioni positivi.

INTERMOLECOLARI

Sono **interazioni elettrostatiche tra dipoli indotti e permanenti**, indicano quindi l'attrazione e la repulsione presente tra molecole diverse ma prossime l'una all'altra (all'esterno → intramolecolari). Sono interazioni deboli e possono riguardare sia molecole polari che apolari.



FORZE DI WAN DER WAALS

Dipolo-dipolo

Si genera quando molecole polari si dispongono in modo da avvicinare i poli di carica opposta.

Dipolo permanente dipolo indotto

Si genera nel momento in cui una molecola polare come uno ione, induce un dipolo in una molecola precedentemente apolare.

Dipolo istantaneo-dipolo indotto (forze di London)

Si genera nel momento in cui su una molecola si accumula temporaneamente una nube elettronica → dipolo istantaneo che induce dei dipoli nelle molecole circostanti.

Quiz di verifica

1. Il legame covalente polare:

- A. è anche chiamato omopolare
- B. è caratterizzato da una differenza di elettronegatività compresa tra 0 e 0.4
- C. è caratterizzato da una differenza di elettronegatività compresa tra 0.4 e 1.7
- D. causa un addensamento della nube elettronica in prossimità dell'atomo meno elettronegativo
- E. si forma tra un atomo 'donatore' che mette a disposizione entrambi gli elettroni di legame e un atomo 'accettore'

2. Sapendo che carbonio e idrogeno hanno rispettivamente elettronegatività pari a 2.55 e

2.20, quale legame si forma tra i due atomi?

- A. Legame covalente apolare
- B. Legame metallico
- C. Legame dativo
- D. Forza di London
- E. Legame covalente polare

3. Quale affermazione è errata riguardo le forze intermolecolari?

- A. Possono riguardare sia molecole polari che apolari
- B. Indicano attrazione e repulsione tra molecole prossime l'una all'altra
- C. Il legame a idrogeno è più forte rispetto alle forze di London
- D. Le forze intermolecolari sono di natura elettrostatica
- E. Agiscono soltanto nello stato di aggregazione solido

4. Il legame a idrogeno è un tipo di legame _____ che si forma tra molecole in cui un atomo di idrogeno è legato covalentemente ad elementi estremamente elettronegativi e piccoli, nello specifico con fluoro, ossigeno e azoto.

- A. intermolecolare
- B. intramolecolare
- C. ionico
- D. basico
- E. acido

Soluzioni commentate**1. Risposta corretta: C**

Il legame covalente polare, anche detto covalente eteropolare, è un legame chimico che si instaura tra atomi di elementi differenti, caratterizzato da un'alta differenza di elettronegatività, valore che si aggira generalmente tra 0.4 e 1.7. La nube degli elettroni che costituiscono il legame covalente è concentrata sull'atomo più elettronegativo, poiché questo ha una tendenza maggiore ad attrarre verso di sé elettroni condivisi. L'alternativa E riporta invece la definizione di legame dativo, un particolare legame covalente in cui l'atomo donatore fornisce la coppia di elettroni che va a riempire un orbitale libero dell'atomo accettore.

2. Risposta corretta: A

Il legame che si forma tra C e H è covalente apolare; si può verificare calcolando la differenza di elettronegatività tra i due elementi: si ottiene $\Delta E = 2.55 - 2.20 = 0.35$, valore compreso tra 0 e 0.4.

3. Risposta corretta: E

Le forze intermolecolari sono forze di natura elettrostatica che mantengono le molecole vicine tra loro, sia polari che apolari; indicano quindi l'attrazione o la repulsione tra molecole diverse prossime le une alle altre. Possono essere forze dipolo-dipolo, forze di London o legami a idrogeno; mentre le forze dipolo-dipolo si generano tra dipoli permanenti, le forze di London sono dovute all'attrazione tra molecole apolari che diventano dipoli indotti temporanei a causa dello sbilanciamento della distribuzione degli elettroni. Il legame a idrogeno è invece una forza attrattiva che si instaura tra molecole dove un atomo di idrogeno è legato covalentemente a un atomo molto elettronegativo; nonostante sia 10 volte più debole di un legame covalente, è il legame intermolecolare più forte. Le interazioni intermolecolari sono presenti in tutte le forme di aggregazione della materia, per questo motivo è errato affermare che agiscono soltanto nello stato di aggregazione solido.

4. Risposta corretta: A