

Chimica

Passerella 2023-24

Matteo Frongillo

1 maggio 2024

Indice

1 Tavola periodica	3
1.1 Organizzazione della tavola periodica	4
2 Sostanze pure e miscele	5
2.1 Tipi di trasformazioni	5
2.2 Stati di aggregazione	5
2.3 Transizione di fase	5
2.4 La suddivisione della materia	6
2.5 Le soluzioni (miscugli omogenei)	6
2.5.1 Solvente e soluto	6
2.5.2 La concentrazione	6
2.5.3 La diluizione	7
2.5.4 La solubilità dei gas	7
2.5.5 Effetto Tyndall	7
2.6 Riassunto	7
3 Le tecniche di separazione	8
3.1 Separazione dei miscugli eterogenei e omogenei	8
4 Modello atomico	9
4.1 L'atomo	9
4.1.1 Il nucleo atomico	9
4.1.2 Gli orbitali atomici	9
4.2 Il numero atomico e la massa atomica	9
4.3 Gli ioni	9
4.4 Struttura dell'atomo	9
4.5 Energia di ionizzazione	10
4.6 Affinità elettronica	10
4.7 Elettronegatività	10
5 Chimica nucleare e radioattività	11
5.1 Gli isotopi	11
5.2 Massa atomica degli elementi	11
5.3 La radioattività	11
5.3.1 Decadimento α	11
5.3.2 Decadimento β^-	11
5.3.3 Decadimento β^+	11
5.3.4 Decadimento γ	11
5.4 Tempo di dimezzamento	12
5.5 Fusione nucleare	12
6 Reazioni chimiche	13
6.1 Il linguaggio delle formule	13
6.2 Le formule dei composti	13
6.3 Le equazioni chimiche	14

7 Mole e stechiometria	15
7.1 Massa atomica di un elemento	15
7.2 Massa molecolare	15
7.3 La mole	15
7.4 Massa molare	15
7.5 Volume molare	15
7.6 Molarità	15
7.7 Reagente limitante	16
7.8 Resa di una reazione	16
8 Legami chimici	17
8.1 Simbologia di Lewis	17
8.1.1 Regola dell'ottetto	17
8.2 Legame ionico	17
8.3 Legame covalente	17
8.4 Valori di legame	18
8.5 Energia potenziale	18
8.6 Numero di ossidazione	18
8.7 Carica formale	19
8.8 Formula di struttura semplificata	19
9 Geometria molecolare VSEPR	20
10 Termochimica	21
11 Cinetica	22
12 Equilibrio chimico	23
13 Reazioni di ossidoriduzione	24
14 Equilibrio acido base	25
15 Chimica organica	26

1 Tavola periodica

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Table of Selected Radioactive Isotopes

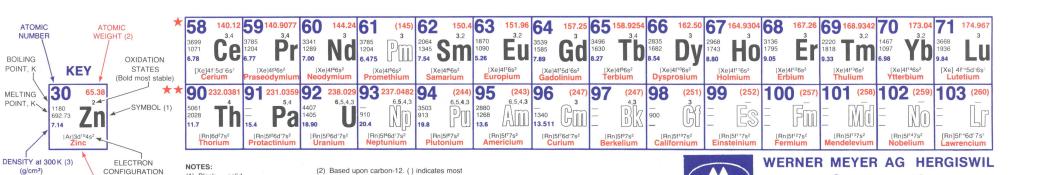


TABLE OF PERIODIC PROPERTIES OF THE ELEMENTS

Percent Ionic Character of a Single Chemical Bond

Difference in electronegativity	0.1	0.2	0.3	0.4	0.5	0.6	0.7	0.8	0.9	1.0	1.1	1.2	1.3	1.4	1.5	1.6	1.7	1.8	1.9	2.0	2.1	2.2	2.3	2.4	2.5	2.6	2.7	2.8	2.9	3.0	3.1	3.2
Percent ionic character (%)	0.5	1	2	4	6	9	12	15	18	22	24	30	34	36	43	47	51	55	63	67	70	74	76	78	80	84	86	89	90	91	92	

DATA CONCERNING THE MORE STABLE ELEMENTS (SUBATOMIC) PARTICLES						
	Nucleon	Proton	Electron*	Neutrino*	Photon	
Symbol	n	p	e^- or $ e^+$	ν_e	γ	
Rest mass (kg)	1.675×10^{-27}	1.675×10^{-27}	9.95×10^{-31}	-0	0	
Relative atomic mass (${}^1\text{H} = 1$)	1.008645	1.007374	5.4850×10^{-4}	-0	0	
Charge (C)	$+1.602 \times 10^{-19}$	$+1.602 \times 10^{-19}$	-1.602×10^{-19}	0	0	
Radius (fm)	8×10^{-17}	8×10^{-17}	8×10^{-17}	-0	0	
Mass-energy equivalence	$1.675 \times 10^{-27} \times 9.09 \times 10^{33}$	$1.675 \times 10^{-27} \times 9.09 \times 10^{33}$	$9.95 \times 10^{-31} \times 9.09 \times 10^{33}$	-0	0	
* The positron (e^+) has properties similar to those of the (negative) electron or bare particle except that its charge has opposite sign and it has opposite spin. The neutrino has properties similar to those of the neutrino except that its spin (or rotation) is opposite in relative direction.						
An antineutrino accompanies the emission of an electron in radioactive decay and an electron accompanies the release of the energy released by the annihilation of a positron in γ decay.						
BIB	6.92	2.70				
	4.4	90.20				
	122	122				

The names and symbols of elements 104–106 are those recommended by IUPAC as systematic alternatives to those suggested by the purported discoverers. Berkeley (USA) researchers have proposed Rutherfordium, Rf, for element 104 and Hahnium, Ha, for element 105. Dubna (USSR) researchers, who also claim the discovery of these elements have proposed different names (and symbols).

presentative oxides (higher valence) of group. Oxide is acidic if color is red, basic if color is blue amphoteric if both colors are shown. Intensity of color indicates relative strength.

WERNER MEYER AG HERGISWIL
Seestrasse 49
CH-6052 Hergiswil Schweiz

1.1 Organizzazione della tavola periodica

I **gruppi** della tavola periodica vengono organizzati nella seguente maniera:

I → **metalli alcalini**, formano con l'ossigeno composti alcalini solubili in acqua;

II → **metalli alcalino-terrosi**, formano con l'ossigeno composti alcalini non sempre solubili in acqua;

III → **alogeni**, reagiscono facilmente con i metalli dando composti solidi chiamati sali;

IV → **gas nobili**, gas poco reattivi.

I **metalli** sono solidi a temperatura ambiente, lucenti, buoni conduttori di elettricità e calore, duttili e malleabili. Pochi si trovano in natura allo stato puro: formano composti con non metalli, raramente con altri metalli.

I **non metalli** hanno proprietà variabili: a temperatura ambiente alcuni sono solidi, altri liquidi, altri aeriformi, opachi, pessimi conduttori di calore ed elettricità. Molti si trovano in natura allo stato puro, tutti possono però formare composti sia con metalli sia con altri non metalli.

I **semimetalli** hanno proprietà intermedie tra quelle dei metalli e quelle dei non metalli.

2 Sostanze pure e miscele

2.1 Tipi di trasformazioni

Esistono tre principali categorie di trasformazioni:

1. Trasformazione fisica

È una trasformazione reversibile che non cambia la natura delle sostanze coinvolte ma ne modifica l'apparenza

Esempio: la dissoluzione dello zucchero in acqua è una trasformazione fisica, poiché lo zucchero rimane tale una volta dissolto nell'acqua, ed essa è possibile invertirla tramite le apposite tecniche di separazione.

2. Reazione chimica

È un processo attraverso il quale le sostanze modificano la loro identità chimica, si trasformano cioè in sostanze differenti

Esempio: la cottura di un uovo è una reazione chimica poiché una volta cotto, esso non potrà più tornare allo stato liquido iniziale. Inoltre durante il processo di trasformazione si creano nuovi elementi, ad esempio l'odore dell'uovo cotto.

3. Reazione nucleare

È un processo che riguarda il nucleo di un atomo di uno specifico elemento chimico, che viene convertito in un altro a diverso numero atomico coinvolgendo le forze nucleari. Esso è suddiviso in due sottocategorie:

- **Fissione nucleare:** è una reazione nucleare in cui il nucleo più pesante decade in atomi di numero atomico inferiore, con emissione di una grande quantità di energia e radioattività

Esempio: Bombardamento dell'uranio-235 o del plutonio-239

- **Fusione nucleare:** è una reazione nucleare nella quale i nuclei di due o più atomi si uniscono tra loro formando il nucleo di un nuovo elemento chimico.

Esempio: una stella comprime l'idrogeno tramite la sua elevata forza di gravità facendolo fondere con altri atomi di idrogeno, formando un atomo di elio.

2.2 Stati di aggregazione

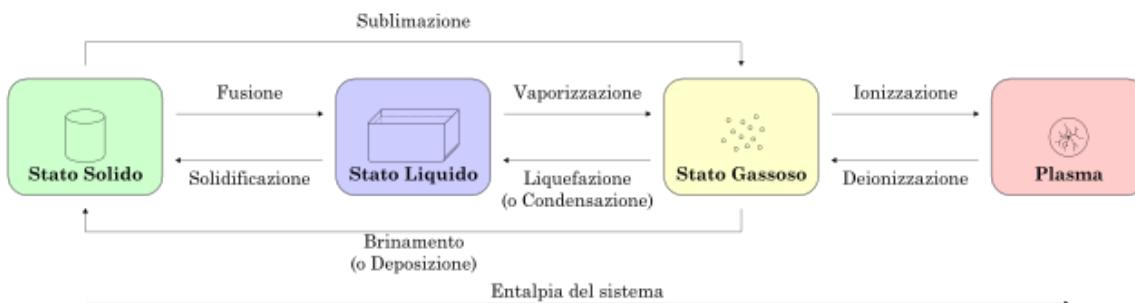
Gli stati di aggregazione della materia sono gli stati che convenzionalmente può assumere la materia a seconda delle sue proprietà meccaniche.

Gli stati che la materia può assumere sono:

1. **Solido:** La materia ha un volume e una forma propria;
2. **Liquido:** La materia ha un volume proprio, ma acquisisce la forma del recipiente che la contiene;
3. **Gassoso:** La materia non ha né volume né forma propria, ma si espande fino a occupare tutto lo spazio disponibile;
4. **Plasmatico:** La materia ionizzata non ha né volume né forma propria, ma si espande fino a occupare tutto lo spazio disponibile;

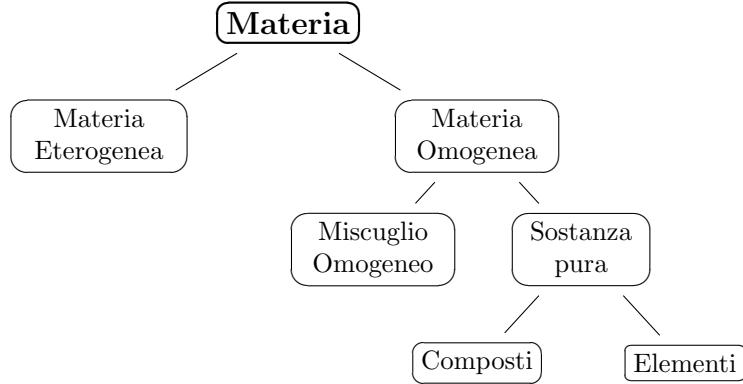
2.3 Transizione di fase

La transizione di fase, o passaggio di stato, indica la trasformazione di un sistema termodinamico da uno stato di aggregazione ad un altro. Durante questa trasformazione, si registra una variazione dell'entalpia, che quantifica il calore scambiato con l'ambiente a seguito del cambiamento di stato.



2.4 La suddivisione della materia

La materia può essere suddivisa secondo criteri macroscopici:



2.5 Le soluzioni (miscugli omogenei)

Una **soluzione** è una miscela omogenea formata da due o più sostanze, che presenta le stesse proprietà in ogni sua parte.

2.5.1 Solvente e soluto

Nelle soluzioni viene denominato **solvente** il componente presente in maggior quantità e **soluto** qualsiasi altra sostanza.

La **solubilità** rappresenta la concentrazione massima di un soluto in un certo solvente a temperatura costante: la soluzione viene detta **satura**.

Quando tentiamo di sciogliere in un solvente una sostanza in quantità maggiore di quella data dalla sua solubilità, una parte si scioglie e una parte precipita, depositandosi come **corpo di fondo**.

2.5.2 La concentrazione

La **concentrazione** è definita come rapporto tra la quantità di soluto e quantità di soluzione o solvente. Per esprimere la concentrazione di una soluzione sono possibili tre tipi di composizioni percentuali:

$$\text{Percentuale in massa: } \% \frac{m}{m} = \frac{\text{massa}_{\text{soluto}}}{\text{massa}_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$

$$\text{Percentuale in volume: } \% \frac{V}{V} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$

$$\text{Percentuale in massa su volume: } \% \frac{m}{V} = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$

Concentrazione:

$$C [\% \frac{m}{m}] = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluzione}} \cdot \rho_{\text{soluzione}}}$$

$$C [\% \frac{V}{V}] = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \cdot \rho_{\text{soluzione}}}$$

$$C [\% \frac{m}{V}] = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \cdot \rho_{\text{soluzione}}}$$

$$\text{Proporzionalità: } C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

2.5.3 La diluizione

La diluizione è un'operazione che comporta l'aggiunta di solvente a una soluzione in modo tale da portare il valore della concentrazione della soluzione da un valore iniziale M_1 ad un valore finale M_2 inferiore a quello iniziale. Durante la diluizione il volume della soluzione pertanto aumenta, la concentrazione della soluzione diminuisce e il numero di moli n rimane invariato, dunque $n_i = n_f$

$$M_1 \cdot V_1 \cdot n_i = M_2 \cdot V_2 \cdot n_f \Rightarrow M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

2.5.4 La solubilità dei gas

La solubilità dei gas nei liquidi è influenzata dalla pressione e dalla temperatura del fluido. Al contrario di quello che avviene per la maggior parte dei solidi, la solubilità dei gas diminuisce all'aumentare della temperatura, ma aumenta all'aumentare della pressione

Legge di Henry:

La quantità di gas che si scioglie in un dato volume di liquido, a una data temperatura, è direttamente proporzionale alla pressione di quello stesso gas presente sopra la superficie del liquido.

2.5.5 Effetto Tyndall

L'effetto Tyndall è un effetto ottico che si osserva quando la luce passa attraverso una miscela contenente particelle di dimensioni tali da disperdere la luce. Questo fenomeno è tipico nelle miscele eterogenee, dove le particelle sono abbastanza grandi per essere visibili. Le soluzioni vere, invece, non mostrano l'effetto Tyndall poiché contengono particelle molto piccole (0.2 a 2 nm), le quali non sono abbastanza grandi per disperdere la luce.

2.6 Riassunto

- Le soluzioni sono miscele omogenee di due o più sostanze che costituiscono **sistemi monofasici**;
- La sostanza in quantità maggiore è detta **solvente**, mentre quella in quantità minore e disciolta nel solvente è detta **soluto**;
- La solubilità rappresenta la concentrazione massima di un soluto in un certo solvente a temperatura costante: la soluzione viene detta in questo caso satura;
- Una soluzione insatua può essere diluita o concentrata;
- La grandezza che esprime la composizione di una soluzione è detta **concentrazione** e per esprimere vi sono i modi $\% \frac{m}{m}$, $\% \frac{V}{V}$ e $\% \frac{m}{V}$;
- In generale, più la temperatura dell'acqua è alta, più una sostanza solida si scioglie facilmente in essa. Cambiamenti nella pressione non influenzano questo processo di solubilità;
- La capacità di un gas di sciogliersi in un liquido diminuisce se la temperatura aumenta, ma aumenta se la pressione diventa più alta;
- Il modo di distinguere una soluzione da una miscela eterogenea è basato sulle dimensioni delle particelle: se il diametro delle particelle è compreso tra 0.2 e 2 nm, la miscela è considerata omogenea, come una soluzione. Inoltre esse non mostrano l'effetto Tyndall.

3 Le tecniche di separazione

3.1 Separazione dei miscugli eterogenei e omogenei

Le componenti di un **miscuglio eterogeneo** possono essere separate con metodi meccanici:

- **Decantazione:** è un processo spontaneo che realizza la separazione di miscugli solido-liquidi per mezzo della forza di gravità in base alla densità delle sostanze;
- **Centrifugazione:** inserendo un miscuglio eterogeneo in una centrifuga, esso verrà roteato ponendo il fluido a una forza centrifuga, rendendo più rapida la sedimentazione della sostanza con densità maggiore;
- **Filtrazione:** versando un fluido con un materiale sospeso al suo interno attraverso un setto poroso, permette di separare il fluido dal materiale.

Le componenti di un **miscuglio omogeneo (soluzioni)** possono essere separate con metodi fisici:

- **Distillazione semplice:** questa tecnica sfrutta le volatilità differenti tra le sostanze in una miscela per separarle;
- **Cristallizzazione:** viene fatto sciogliere il solido nella minima quantità di solvente a caldo, si filtra la soluzione e si fa raffreddare lentamente il filtrato, così da avere la sostanza separata sottoforma di cristallo;
- **Estrazione:** per separare due liquidi immiscibili, si sfrutta la loro diversa solubilità in un determinato solvente. Il solvente scelto dovrà sciogliere selettivamente soltando uno dei due liquidi, permettendo la completa separazione delle fasi;
- **Cromatografia:** sfrutta la diversa affinità dei componenti della miscela verso due fasi diverse e permette di separare i componenti sfruttando la solubilità, dimensione delle particelle e fenomeni di assorbimento.

Inoltre, le componenti di un **miscuglio omogeneo (soluzione)** possono essere separate anche con metodi chimici:

- **Dialisi:** separa i soluti in base alla loro dimensione e alla loro capacità di diffondere attraverso una membrana semipermeabile;
- **Precipitazione:** vengono aggiunti reagenti che causano la formazione di un solido insolubile (precipitato) da una soluzione, che può essere separato per filtrazione;

4 Modello atomico

4.1 L'atomo

L'atomo è l'unità base della materia, composto da un nucleo centrale e da elettroni che orbitano attorno ad esso.

4.1.1 Il nucleo atomico

Il nucleo di un atomo è formato da protoni e neutroni (ad eccezione dell'isotopo prozio ${}^1\text{H}$, il cui nucleo è costituito unicamente da un protone). L'unità di misura che indica la dimensione degli atomi è l'ångström (\AA), il cui valore corrisponde a 0.1 nm o 10^{-10} m.

I **protoni** (p^+) sono particelle subatomiche non elementari dotate di carica elettrica positiva, mentre i **neutroni** (n^0) sono particelle subatomiche non elementari con carica elettrica netta pari a zero.

4.1.2 Gli orbitali atomici

Gli orbitali atomici sono regioni definite dello spazio attorno al nucleo di un atomo dove la probabilità di trovare un elettrone è massima.

Gli **elettroni** (e^-) sono particelle subatomiche con carica elettrica negativa. A differenza dei protoni e dei neutroni, gli elettroni sono particelle elementari. Gli elettroni sono responsabili della formazione dei legami chimici tra gli atomi.

4.2 Il numero atomico e la massa atomica

Il numero atomico (Z) è il numero di protoni presenti in un atomo: tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno lo stesso numero atomico. Il numero atomico corrisponde anche al numero di elettroni.

$$\boxed{\text{numero atomico} = \text{numero } p^+ \rightarrow {}_Z\text{X}}$$

Il numero di massa (A) è la somma del numero di protoni e neutroni presenti in un atomo.

Il numero di neutroni varia in base all'isotopo preso in considerazione!

$$\boxed{\text{numero di massa} = \text{numero } p^+ + n^0 \rightarrow {}_Z^A\text{X}}$$

Il numero di neutroni è dunque calcolabile sottraendo il numero atomico dal numero di massa.

$$\boxed{\text{numero di } n^0 = A - Z}$$

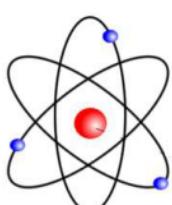
4.3 Gli ioni

Gli ioni si formano quando un atomo perde o guadagna uno o più elettroni. Questo fenomeno viene chiamato ionizzazione e gli atomi che la subiscono diventano particelle cariche.

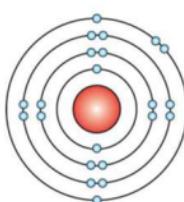
Gli ioni che acquisiscono elettroni, quindi presentano una carica negativa, sono chiamati **anioni** (X^{n-}).

Al contrario, gli atomi che perdono elettroni, quindi presentano una carica positiva, sono definiti **cationi** (X^{n+}). Quando i gas si ionizzano, formano uno stato della materia conosciuto come **plasma**.

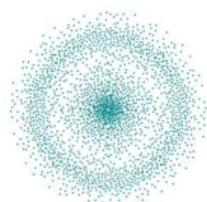
4.4 Struttura dell'atomo



Modello planetario



Modello a strati



Modello quantomeccanico

4.5 Energia di ionizzazione

L'energia di ionizzazione (EI) è l'energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo o da uno ione gassoso nel suo stato fondamentale. Gli atomi con più di un elettrone hanno più valori di energia di ionizzazione, che corrispondono all'allontanamento successivo degli elettroni.

L'energia di prima ionizzazione aumenta con il numero totale di elettroni di valenza e aumenta con il numero di orbite.

4.6 Affinità elettronica

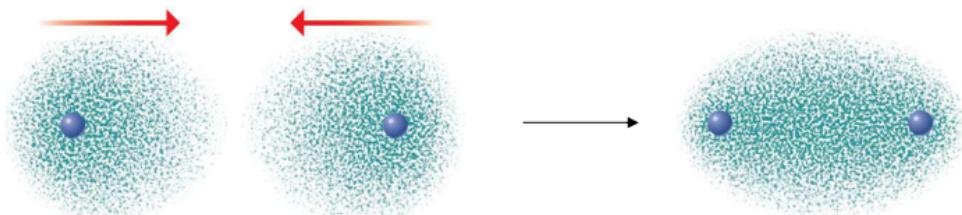
L'affinità elettronica (AE) è la variazione di energia potenziale [$\frac{kJ}{mol}$] dovuta all'aggiunta di un elettrone a un atomo o di uno ione gassoso nel suo stato fondamentale. L'aggiunta di un elettrone a un atomo neutro è quasi sempre un processo *esotermico*, (valori di AE negativi).

L'affinità elettronica aumenta con il numero totale di elettroni di valenza e aumenta con il numero di orbite.

4.7 Elettronegatività

L'elettronegatività (E_N) è la forza intramolecolare tra due atomi. Essa esprime la capacità di un atomo di attrarre gli elettroni nel legame in cui è coinvolto.

L'elettronegatività aumenta con il numero totale di elettroni di valenza e diminuisce con il numero di orbite.



5 Chimica nucleare e radioattività

5.1 Gli isotopi

Un isotopo è un atomo, di un qualunque elemento chimico, che mantiene lo stesso numero atomico (Z) ma differente numero di massa (A), di conseguenza differente massa atomica (M). La differenza nel numero di massa è dovuta al differente numero di neutroni che possono essere presenti nel nucleo di atomi aventi lo stesso numero atomico (Z).

5.2 Massa atomica degli elementi

La massa atomica di un elemento si calcola dopo aver determinato sperimentalmente la massa dei singoli isotopi e la percentuale con cui essi sono presenti in natura:

$$MA = \frac{\%_{\text{isotopo}1} \times m_{\text{isotopo}1} + \%_{\text{isotopo}2} \times m_{\text{isotopo}2} + \dots + \%_{\text{isotopo}n} \times m_{\text{isotopo}n}}{100} [\text{u}]$$

5.3 La radioattività

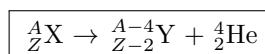
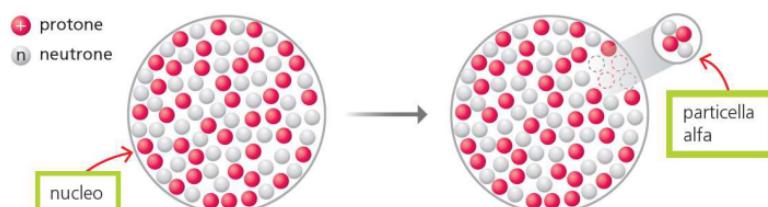
Nel nucleo degli atomi è presente una **forza nucleare forte**, che tiene uniti protoni e neutroni. La stabilità di un nucleo dipende dal confronto tra le forze elettrostatiche repulsive tra i protoni e le forze nucleari attrattive tra protoni e neutroni.

Al fine di raggiungere una maggiore stabilità, i nuclei **radionuclidi** (isotopi instabili) vanno incontro a un **decadimento radioattivo**. Questo fenomeno si chiama **radioattività**.

5.3.1 Decadimento α

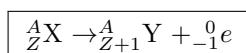
Vengono emessi **nuclei di elio** (${}^4_2\text{He}$).

Con l'emissione di particelle α il numero di massa (A) diminuisce di quattro unità e il numero atomico (Z) di due.



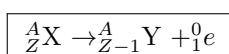
5.3.2 Decadimento β^-

Quando un neutrone si trasforma in protone si ha l'emissione di un elettrone negativo (e^-): $n^0 \rightarrow p^+ + {}^0_- e$



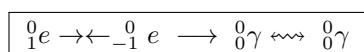
5.3.3 Decadimento β^+

Quando un protone si trasforma in neutrone si ha l'emissione di un elettrone positivo (e^+): $p^+ \rightarrow n^0 + {}^0_+ e$



5.3.4 Decadimento γ

Nel decadimento γ vengono emessi **fotoni a energia elevata** (${}^0_0\gamma$). Con l'emissione di queste particelle il numero di massa e il numero atomico rimangono invariati.



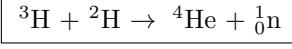
5.4 Tempo di dimezzamento

Il tempo di dimezzamento ($t_{1/2}$) è il tempo necessario per dimezzare la quantità iniziale di un radionuclide con il decadimento ed è dato dalla seguente equazione:

$$N(t) = N_0 \cdot e^{kt} \Rightarrow t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

5.5 Fusione nucleare

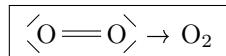
La fusione nucleare è la fusione di due nuclei leggeri in un nucleo più pesante. Essa è resa possibile in natura dalle temperature molto elevate e dalle enormi pressioni presenti nei nuclei delle stelle.



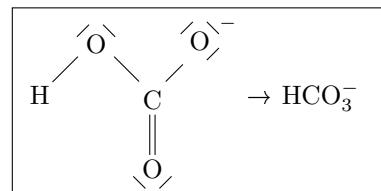
6 Reazioni chimiche

6.1 Il linguaggio delle formule

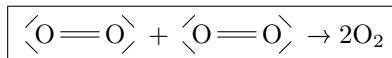
- A pedice di ogni simbolo chimico si indica quanti atomi o ioni di un elemento sono presenti nella molecola, a condizione che il numero di essi sia maggiore di 1 unità:



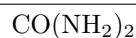
- Quando una sostanza è formata da ioni, nella formula si indica solo la carica complessiva della particella:



- Se il numero precede la formula, allora esso indica due atomi o molecole separati:



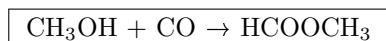
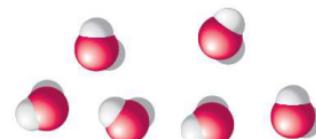
- Le parentesi tonde sono utilizzate nelle formule chimiche per indicare gruppi di atomi che si ripetono all'interno della molecola:



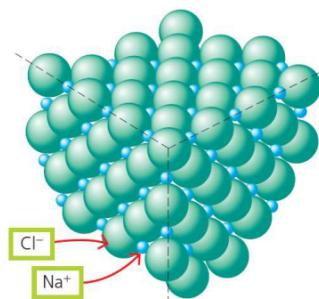
6.2 Le formule dei composti

I composti sono costituiti da atomi o ioni di elementi differenti uniti in proporzioni fisse.

- I **composti molecolari** sono formati da atomi uniti da legami covalenti per formare molecole vere e proprie:



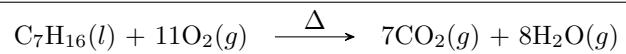
- I **composti ionici** sono costituiti da ioni positivi e negativi uniti da una forza di attrazione elettrica, nota come legame ionico:



6.3 Le equazioni chimiche

Un'equazione chimica rappresenta una reazione chimica mostrando come i reagenti si trasformano in prodotti. Le formule chimiche dei reagenti e dei prodotti illustrano i rapporti numerici tra le particelle coinvolte:

- La freccia segnala la direzione in cui procede la reazione:
 - da sinistra verso destra (\rightarrow) i reagenti diventano prodotti;
 - da destra verso sinistra (\leftarrow) i prodotti tornano reagenti;
 - in entrambe le direzioni (\rightleftharpoons) la reazione è reversibile.
- Il simbolo presente sopra la freccia indica i processi o contributi al processo che avvengono durante la reazione chimica:
 - $\xrightarrow{\Delta}$ indica il riscaldamento dei reagenti;
 - $\xrightarrow{\uparrow}$ indica la liberazione di gas;
 - $\xrightarrow{\downarrow}$ indica la formazione di precipitato.
- Alcune annotazioni poste alla destra dell'atomo o della molecola indicano lo stato fisico dei reagenti e dei prodotti:
 - $X(g)$: l'atomo o la molecola si trova in stato gassoso;
 - $X(s)$: l'atomo o la molecola si trova in stato solido;
 - $X(l)$: l'atomo o la molecola si trova in stato liquido;
 - $X(aq)$: l'atomo o la molecola si trova in una soluzione acquosa.
- I coefficienti stechiometrici posti davanti alle formule indicano la proporzione minima di molecole o ioni di ciascun reagente necessario per la reazione e di prodotti formati. Durante questo procedimento viene **bilanciata** l'equazione chimica.



7 Mole e stechiometria

7.1 Massa atomica di un elemento

La massa atomica (MA) è la media ponderata delle masse relative degli isotopi presenti in un campione naturale ([vedi 5.2](#))

7.2 Massa molecolare

La massa molecolare (MM) si calcola sommando la massa atomica di tutti gli atomi che formano il sistema:

$$\text{Molecola: } ApBqCr \rightarrow MM_{ApBqCr} = p \cdot MA_A + q \cdot MA_B + r \cdot MA_C$$

7.3 La mole

La mole è l'unità del Sistema Internazionale utilizzata per **quantificare il numero di atomi o molecole in una data massa di sostanza**. È definita come la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quanto il numero di Avogadro. Utilizzando la mole, possiamo misurare e lavorare con quantità precise di sostanze a livello atomico o molecolare.

$$1 \text{ mol contiene } 6.022 \times 10^{23} \text{ particelle (} N_A \text{)}$$

7.4 Massa molare

La massa molare (M_{mol}) di una sostanza è numericamente uguale alla massa relativa (MA , MM) di una sua particella.

$$M_{\text{mol}} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right] = \frac{m[\text{g}]}{n_{\text{mol}}} [\text{mol}]$$

7.5 Volume molare

Secondo il principio di Avogadro, a STP (temperatura e pressione standard: 0°C e 1atm), volumi identici di gas diversi contengono lo stesso numero di particelle. Il volume molare è il volume occupato da una mole di qualsiasi gas ed è lo stesso per tutti i gas nelle stesse condizioni di temperatura e pressione.

$$\text{Un gas, a STP, occupa un volume molare } V_{\text{mol}} = 22.4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$$

7.6 Molarità

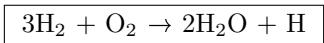
La molarità (M) esprime la concentrazione di una soluzione. Indica il numero di moli di soluto contenute in un litro di soluzione:

$$M = \frac{n}{V} \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]$$



7.7 Reagente limitante

Il reagente limitante è quello il cui esaurimento impedisce il proseguimento della reazione chimica, il quale determina la massima quantità di prodotto che può essere formata. Se i rapporti stechiometrici non sono perfettamente bilanciati, il reagente in eccesso rimarrà inutilizzato al termine della reazione:



In questa reazione O_2 ne limita il proseguimento poiché è terminato, dunque: O_2 è il reagente limitante, mentre H_2 è il reagente in eccesso.

7.8 Resa di una reazione

La resa di una reazione chimica si può classificare in tre categorie:

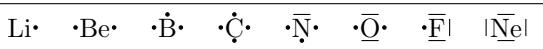
- Resa teorica: è la quantità massima che si prevede di ottenere da una certa massa di reagente, calcolata secondo l'equazione bilanciata della reazione, espressa in moli;
- Resa effettiva: è la quantità reale di prodotto che si ottiene al termine della reazione, espressa in moli;
- Resa percentuale: è il rapporto percentuale tra la resa effettiva e la resa teorica.

$$\eta(\%) = \frac{\text{resa effettiva}}{\text{resa teorica}} \cdot 100$$

8 Legami chimici

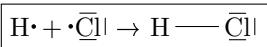
8.1 Simbologia di Lewis

La simbologia di Lewis è un metodo grafico per rappresentare la formazione dei legami chimici. Questa notazione proietta gli elettroni del guscio più esterno, dunque quelli coinvolti nella formazione dei legami, attraverso puntini disposti intorno al simbolo dell'elemento. Una doppietta di elettroni non accoppiati possono essere indicati anche come una riga.



8.1.1 Regola dell'ottetto

La regola dell'ottetto afferma che gli atomi raggiungono stabilità massima quando possiedono 8 elettroni nel loro guscio esterno. Gli atomi tendono a perdere, guadagnare o condividere elettroni fino a raggiungere questa configurazione.



8.2 Legame ionico

Per la definizione di elettronegatività [vedi 4.7](#).

I composti ionici si originano dalla forza di attrazione elettrostatica tra ioni di segno opposto. Durante la formazione di un composto ionico avviene un trasferimento di elettroni tra gli atomi coinvolti:

- Un atomo cede uno o più elettroni e carica positivamente (catione);
- L'altro atomo prende gli elettroni ceduti e si carica negativamente (anione).

Il trasferimento di elettroni avviene quando la differenza assoluta di elettronegatività ($|\Delta E_N|$) tra due atomi è maggiore di 1.7

Se per esempio si facesse reagire del sodio e del cloro si formerebbe un composto ionico:

$$\Delta E_N = 3.16 \text{ (Cl)} - 0.93 \text{ (Na)} = 2.21$$



8.3 Legame covalente

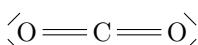
Il legame covalente si forma attraverso la condivisione di elettroni tra due atomi. Durante la formazione di una molecola, gli elettroni vengono attratti da entrambi i nuclei. Con il diminuire della distanza tra nucleo e nucleo, aumenterà la densità elettronica probabile nello spazio.

Il legame covalente può essere di due tipi:

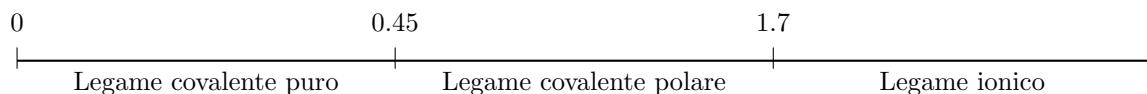
- **Legame covalente puro:** si forma tra atomi con $|\Delta E_N|$ compreso tra 0 (due atomi uguali) e 0.45;
- **Legame covalente polare:** si forma tra atomi con $|\Delta E_N|$ tra 0.45 e 1.7 non compresi.

Se si facessero reagire due atomi di ossigeno con uno di carbonio si otterebbe un legame covalente polare:

$$\Delta E_N = 3.44 \text{ (O)} - 2.55 \text{ (C)} = 0.89$$

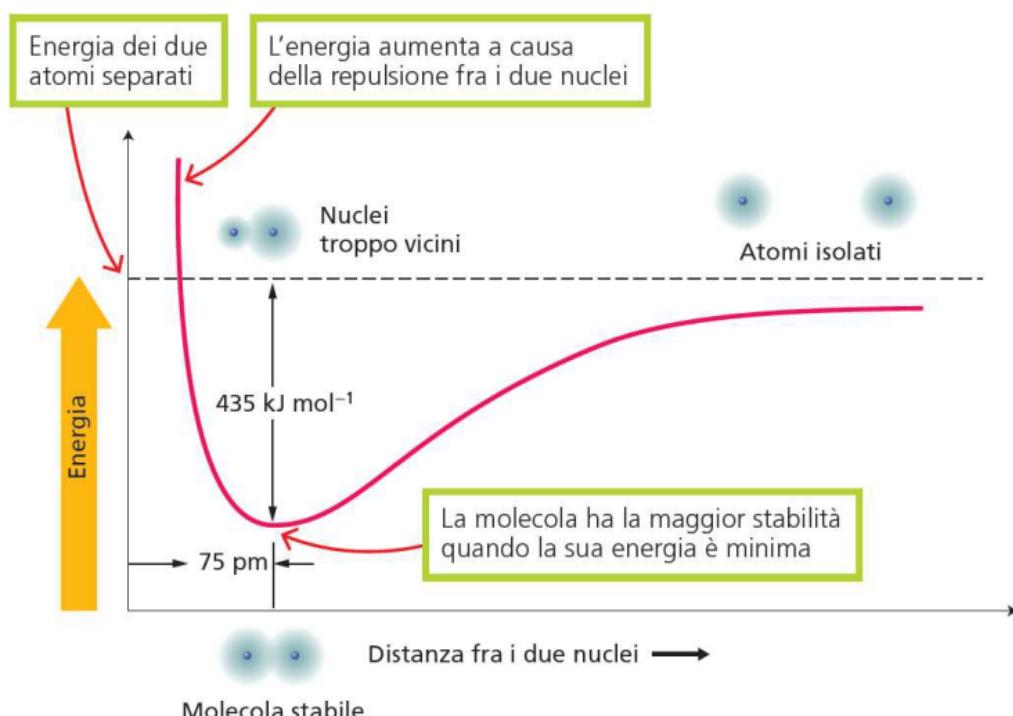


8.4 Valori di legame



8.5 Energia potenziale

L'energia potenziale di una molecola varia in base alla distanza tra i nuclei atomici. L'energia, a causa delle forze di repulsione, aumenta quando i nuclei sono eccessivamente vicini, mentre raggiunge il minimo quando si trovano a una distanza ottimale l'uno dall'altro. Quando l'energia potenziale è minima, allora la molecola è nella sua configurazione più stabile.



Da questo grafico si enuncia che idealmente la reazione chimica tra due atomi avvenga quando i loro nuclei si trovano alla distanza ideale e che questo processo sia esotermico (libera energia).

8.6 Numero di ossidazione

Il numero di ossidazione (N.O) rappresenta la carica formale che si può attribuire a un elemento in un composto, supponendo che tutti i legami siano di tipo ionico, in modo da assegnare gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo.

- $\text{N.O} < 0 \rightarrow$ Ione negativo oppure l'atomo ruba l'elettrone a un atomo meno elettronegativo;
- $\text{N.O} = 0 \rightarrow$ L'atomo non ha legami oppure il legame ha una forza intramolecolare $|\Delta E_N| = 0$;
- $\text{N.O} > 0 \rightarrow$ Ione positivo oppure l'atomo cede l'elettrone a un atomo più elettronegativo.

8.7 Carica formale

La carica formale (FC) è un concetto usato per descrivere la carica elettrica di un atomo all'interno di una molecola, basandosi sull'ipotesi che gli elettroni di legame siano distribuiti equamente tra gli atomi, indipendentemente dalla loro elettronegatività.

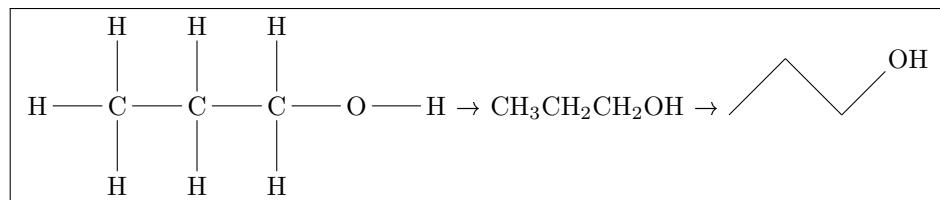
$$FC = N - (\bar{C} + \frac{C}{2})$$

dove:

- N = numero di elettroni di valenza dell'atomo neutro;
- \bar{C} = numero di elettroni di valenza non condivisi;
- C = numero di elettroni di legame condivisi.

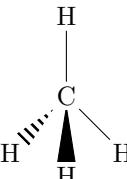
8.8 Formula di struttura semplificata

Le strutture delle molecole organiche **METTERE HYPERLINK ORGANICA** possono essere scritte nella loro formula semplificata:



9 Geometria molecolare VSEPR

La geometria di una molecola può essere rappresentata ricorrendo al modello VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion), il quale principio è basato sulla repulsione degli elettroni di valenza, i quali tendono a collocarsi alla maggior distanza possibile l'uno dall'altro.

Geometria	Prospettiva	Modello a sfere
Geometria lineare:	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ 180°
Triangolare planare:	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ & \diagup \\ & \text{C} \\ & \diagdown \\ & \text{O} \end{array} \right]^{2-}$	$\text{O} \text{---} \text{C} \text{---} \text{O}$ 120°
Tetraedrica:		$\text{H} \text{---} \text{C} \text{---} \text{H}$ 107.3°
Piramidale triangolare:	$\text{H} \text{---} \text{N} \text{---} \text{H}$	$\text{H} \text{---} \text{N} \text{---} \text{H}$ 109°
Piegata:	$\text{H} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$	$\text{H} \text{---} \text{O} \text{---} \text{H}$ 104.5°
Bipiramidale trigonale:	$\text{Cl} \text{---} \text{P} \text{---} \text{Cl}$ $\text{Cl} \text{---} \text{P} \text{---} \text{Cl}$	$\text{Cl} \text{---} \text{P} \text{---} \text{Cl}$ 120° 90°
Ottaedrica:	$\text{F} \text{---} \text{S} \text{---} \text{F}$ $\text{F} \text{---} \text{S} \text{---} \text{F}$	$\text{F} \text{---} \text{S} \text{---} \text{F}$ 90°

10 Termochimica

TODO

11 Cinetica

TODO

12 Equilibrio chimico

TODO

13 Reazioni di ossidoriduzione

TODO

14 Equilibrio acido base

TODO

15 Chimica organica

TODO