INDICE

nove capitoli, centocinque pagine

1. Il ripasso della terza 1
1.1 La mole e la tavola 2
1.2 I legami e la forma delle molecole 4
1.3 Le forze fra le molecole e i nomi 6

2. Reazioni e stechiometria 8
2.1 I tipi di reazione 9
2.2 Le equazioni ioniche nette 10
2.3 I calcoli con le moli 12
2.4 Il reagente limitante e la resa 14

3. Le soluzioni 17
3.1 La solubilità e gli elettroliti 18
3.2 Le concentrazioni 20
3.3 Come si fa: preparare, diluire, far reagire 22
3.4 Le proprietà colligative 25
3.5 L'osmosi 27

4. L'energia delle reazioni 29
4.1 Il sistema e il primo principio 30
4.2 L'entalpia 32
4.3 La legge di Hess 35
4.4 Entropia ed energia libera 38

5. La velocità delle reazioni 41
5.1 Che cos'è la velocità di reazione 42
5.2 Perché le reazioni avvengono 44
5.3 L'equazione cinetica 47
5.4 Come si fa: grafici, ordini, temperatura 48

6. L'equilibrio chimico 51
6.1 L'equilibrio dinamico 52
6.2 La costante di equilibrio 53
6.3 Il quoziente e le concentrazioni 58
6.4 Il principio di Le Châtelier 61
6.5 Gli equilibri di solubilità 63

7. Acidi e basi 66
7.1 Le teorie degli acidi e delle basi 67
7.2 L'acqua e il pH 68
7.3 Acidi e basi deboli 71
7.4 I sali e i tamponi 77
7.5 Le titolazioni 81

8. Le ossidoriduzioni 84
8.1 Ossidazione e riduzione 85
8.2 Ossidanti, riducenti e dismutazioni 87
8.3 Come si fa: bilanciare le redox 89

9. L'elettrochimica 94
9.1 La pila 95
9.2 L'equazione di Nernst 99
9.3 L'elettrolisi 101
9.4 La corrosione 105



Quattro soluzioni di composti dei metalli di transizione: azzurra, gialla, arancio e viola.

CAPITOLO 1

IL RIPASSO DELLA TERZA

QUELLO CHE LA QUARTA DÀ PER SAPUTO

Chimica - quarta

"In questo capitolo ripassi in fretta la chimica della terza: la mole, la tavola, i legami, la forma e le forze fra le molecole e i nomi dei composti."

DOVE LA TROVI



Il verde dei tetti di rame antichi: è una patina di sali basici di rame.



La candeggina di casa: contiene ipoclorito di sodio, NaClO.

IN QUESTO CAPITOLO

1.1 la mole e la tavola
1.2 i legami e la forma delle molecole
1.3 le forze fra le molecole e i nomi

NELLE VERIFICHE

grammi, moli e particelle; andamenti nella tavola; tipo di legame dall'elettronegatività; forma e polarità di una molecola; chi bolle prima; dal nome alla formula e ritorno.

LA MOLE – QUANTE MOLECOLE, QUANTI ATOMI

Chimica – quarta – il ripasso della terza

In questa pagina ripassi la mole, la massa molare e le due formule che portano dai grammi alle moli e alle particelle.

1. LA MOLE

$N_a \approx 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$

La **MOLE**, simbolo mol, è l'unità della quantità di sostanza.
Una mole contiene N_a particelle, il numero di Avogadro, e la particella si dice sempre: atomi, molecole o ioni.

OCCHIO!

La mole conta particelle, non grammi: 1 mol di sostanze diverse ha lo stesso numero di particelle e masse diverse.

Molecole e atomi sono numeri diversi: in H_2SO_4 ogni molecola ha 4 atomi di ossigeno.

2. LA MASSA MOLARE

$M(H_2SO_4) = 2 \cdot 1{,}01 + 32{,}06 + 4 \cdot 16{,}00 = 98{,}08\ \text{g/mol}$

La **MASSA MOLARE** M è la massa di 1 mol, in g/mol: per un composto si sommano le masse atomiche della formula.
Le masse atomiche stanno nella tavola in fondo al libro.

$$\frac{M(H_2SO_4)}{98{,}08\ \text{g/mol}}$$

3. DUE FORMULE

$$n = \frac{m}{M} \qquad N = n \cdot N_a$$

Prima dai grammi m alle moli n, poi dalle moli alle particelle N.

Per una sostanza senza molecole, come NaCl, N conta le unità formula.

4. LE MOLI

Quante moli sono 4,90 g di acido solforico, H_2SO_4?

$$\frac{4{,}90\ \text{g} / 98{,}08\ \text{g/mol}}{n \approx 0{,}0500\ \text{mol}}$$

$n = \frac{m}{M} = 4{,}90\ \text{g} / 98{,}08\ \text{g/mol} \approx 0{,}0500\ \text{mol}.$

5. LE MOLECOLE

$N = n \cdot N_a \approx 0{,}0500\ \text{mol} \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1} \approx 3{,}01 \cdot 10^{22}$ molecole.

6. GLI ATOMI DI OSSIGENO

Ogni molecola di H_2SO_4 ha 4 atomi di ossigeno: $4 \cdot 3{,}01 \cdot 10^{22} \approx 1{,}20 \cdot 10^{23}$ atomi di ossigeno.
In 1 mol di H_2SO_4 ci sono N_a molecole e $4 \cdot N_a$ atomi di ossigeno.

$$\frac{1\ \text{molecola di } H_2SO_4}{4\ \text{atomi di O}}$$

TRUCCO

Dopo «mol di» scrivi la particella: molecole di H_2SO_4, atomi di O. Così non confondi molecole e atomi.

7. DA RICORDARE

1. Una mole contiene $N_a \approx 6{,}022 \cdot 10^{23}$ particelle, sempre dette: atomi, molecole, ioni o unità formula.
2. La massa molare in g/mol ha lo stesso numero della massa atomica, molecolare o formula in u.
3. $n = \frac{m}{M}$ dai grammi alle moli; $N = n \cdot N_a$ dalle moli alle particelle.
4. 4,90 g di H_2SO_4 sono circa 0,0500 mol, circa $3{,}01 \cdot 10^{22}$ molecole e circa $1{,}20 \cdot 10^{23}$ atomi di ossigeno.

⚠ I TRABOCCHETTI

1) Contare gli atomi come se fossero le molecole: una molecola di H_2SO_4 ha 4 atomi di ossigeno.
2) Usare la massa molare dell'atomo per la molecola: $M(H_2SO_4)$ è 98,08 g/mol, non 16,00 g/mol.

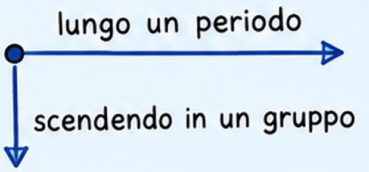
LA TAVOLA – COME CAMBIANO LE PROPRIETÀ

Chimica - quarta - il ripasso della terza

In questa pagina ripassi come cambiano le proprietà degli elementi lungo un periodo e scendendo in un gruppo.

1. PERIODI E GRUPPI

Gli atomi di uno stesso **periodo**, una riga della tavola, hanno lo stesso livello esterno.
Quelli di uno stesso **gruppo principale**, una colonna, hanno la stessa configurazione esterna.



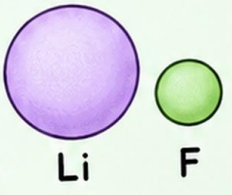
2. COME CAMBIANO

PROPRIETÀ	LUNGO UN PERIODO	SCENDENDO IN UN GRUPPO
raggio atomico	diminuisce	cresce
prima ionizzazione	in generale cresce	in generale diminuisce
affinità elettronica	in generale cresce	in generale diminuisce
elettronegatività	cresce	diminuisce
carattere metallico	diminuisce	cresce

Tendenze in generale, con qualche eccezione. I gas nobili non hanno elettronegatività.

3. IL PERCHÉ

Lungo un periodo il livello esterno resta lo stesso e la carica del nucleo cresce: gli elettroni sono tirati più forte e il raggio diminuisce.
Esempio, stesso periodo: Li è grande, F è piccolo.
Scendendo in un gruppo il livello esterno è più lontano dal nucleo: il raggio cresce.



4. COME LA USI

Per il valore di un elemento guardi la tavola in fondo al libro.
Nel gruppo 17, scendendo, l'elettronegatività diminuisce: F 3,98, Cl 3,16.

gruppo 17
F: 3,98
Cl: 3,16

OCCHIO!

Lungo un periodo il raggio diminuisce, anche se aumentano protoni ed elettroni.

TRUCCO

Lungo un periodo l'attrazione sugli elettroni cresce, scendendo in un gruppo diminuisce: raggio e carattere metallico fanno il contrario.

5. DA RICORDARE

1. **Periodo:** stesso livello esterno; **gruppo principale:** stessa configurazione esterna, salvo l'elio.
2. Lungo un periodo raggio e carattere metallico diminuiscono; elettronegatività, e in generale ionizzazione e affinità, crescono.
3. Scendendo in un gruppo succede il contrario: raggio e carattere metallico crescono; l'elettronegatività diminuisce.

⚠ I TRABOCCHETTI

1) Rovesciare una tendenza: il raggio diminuisce lungo il periodo ma cresce scendendo nel gruppo.
2) Cercare l'elettronegatività di un gas nobile: la tavola non ha il suo valore.

I LEGAMI – COME SI LEGANO GLI ATOMI

Chimica – quarta – il ripasso della terza

In questa pagina ripassi i quattro tipi di legame e come si capisce quale è dalla differenza di elettronegatività.

differenza di elettronegatività

Cl_2: 0 | HCl: 0,96 | NaCl: 2,23

apolare | polare | ionico

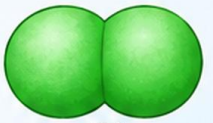
0,4 1,9

La differenza di elettronegatività dice il tipo di legame, in modo indicativo. Barra non in scala.

1. COVALENTE

Due atomi mettono **in comune** una o più coppie di elettroni.

È **puro (apolare)** se la coppia è condivisa in parti uguali, **polare** se sta più vicina a un atomo.



Cl_2

OCCHIO!

I confini 0,4 e 1,9 sono una regola indicativa: vicino a un confine il tipo di legame non è netto.

2. IONICO

Uno ione positivo e uno negativo si tengono per **attrazione elettrica.**

In NaCl gli ioni formano un reticolo di **unità formula**: non ci sono molecole.

3. METALLICO

I cationi del metallo stanno in un **mare di elettroni** liberi di muoversi.

4. DATIVO

È un legame covalente in cui la coppia la dà **un atomo solo**: in NH_4^+ la coppia di NH_3 va a H^+. Una volta formato, i quattro legami N–H sono uguali.

NH_3 dà la coppia
H^+ la riceve
nasce NH_4^+

5. LA DIFFERENZA

Δ = EN maggiore − EN minore

Regola indicativa: sotto 0,4 apolare, da 0,4 a 1,9 polare, sopra 1,9 ionico.

6. TRE ESEMPI

Cl_2: 3,16 – 3,16 = 0, covalente apolare.

HCl: 3,16 – 2,20 = 0,96, covalente polare.

NaCl: 3,16 – 0,93 = 2,23, ionico.

TRUCCO

Fai la differenza fra i due valori della tavola in fondo al libro e leggila sulla barra: tre zone, tre tipi di legame, come regola indicativa.

7. DA RICORDARE

1. **Covalente**: coppie in comune, pure o polari; **ionico**: ioni tenuti dall'attrazione; **metallico**: cationi in un mare di elettroni.
2. **Dativo**: la coppia la dà un atomo solo, come in NH_4^+.
3. Per la **differenza di elettronegatività**, regola indicativa: sotto 0,4 apolare, da 0,4 a 1,9 polare, sopra 1,9 ionico.

⚠ I TRABOCCHETTI

1) Dire che NaCl ha molecole: è un reticolo di ioni, con **unità formula.**
2) Leggere i confini come netti: sono una **regola indicativa.**

LA FORMA – TRE MOLECOLE, TRE FORME

Chimica - quarta - il ripasso della terza

In questa pagina ripassi come si trova la forma di una molecola contando i gruppi di elettroni e quando la molecola è polare.

1. LA REGOLA

Intorno all'atomo centrale i gruppi di elettroni, di legame e solitari, si respingono e stanno il più lontano possibile. Un legame doppio o triplo conta come un solo gruppo.

OCCHIO!

Con coppie solitarie la forma si legge dagli atomi, non dai gruppi: H_2S ha 4 gruppi e forma piegata.

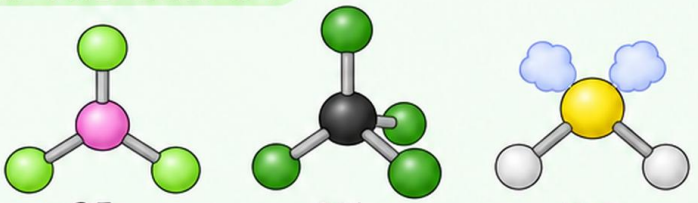
2. CONTARE I GRUPPI

gruppi = atomi legati + coppie solitarie

Con 2 gruppi la disposizione è lineare, 180°; con 3 triangolare piana, 120°; con 4 tetraedrica, 109,5°.

BF_3: 3 + 0 = 3 gruppi
CCl_4: 4 + 0 = 4 gruppi
H_2S: 2 + 2 = 4 gruppi

3. TRE ESEMPI



BF_3 120° CCl_4 109,5° H_2S

BF_3 ha 3 gruppi e nessuna coppia solitaria: triangolare piana.

CCl_4 ha 4 gruppi: tetraedrica.

H_2S ha 2 atomi legati e 2 coppie solitarie: 4 gruppi, ma la forma è piegata.

4. LE COPPIE SOLITARIE

Le coppie solitarie non si vedono nella forma, ma respingono più dei legami e stringono gli angoli.

Nel disegno le due nuvolette sono le coppie solitarie dello zolfo: l'angolo di H_2S è più stretto di 109,5°.

5. POLARE O NO

Una molecola con legami polari è polare solo se la forma non li bilancia.

BF_3 ha legami molto polari (Δ 1,94, al confine della regola indicativa), ma è molecolare e la forma li bilancia: apolare.

legami polari
forma simmetrica
molecola apolare

6. LA POLARITÀ DI H_2S

I legami S–H sono quasi apolari (2,58 – 2,20 = 0,38, sotto 0,4): la forma piegata non li bilancia: H_2S è polare, anche se poco.

TRUCCO

Conta i gruppi intorno all'atomo centrale, togli le coppie solitarie e leggi la forma dagli atomi; poi guarda se la forma bilancia i legami polari.

7. DA RICORDARE

1. Gruppi = atomi legati + coppie solitarie: 2 in linea, 3 in triangolo, 4 a tetraedro; la forma è quella degli atomi.
2. Le coppie solitarie non si vedono nella forma e stringono gli angoli.
3. Legami polari uguali e forma simmetrica: molecola apolare, come BF_3 e CCl_4.

⚠ I TRABOCCHETTI

1) Dire polare una molecola solo perché ha legami polari: in CCl_4 la forma li bilancia.
2) Dare ad H_2S la forma tetraedrica dei suoi 4 gruppi: gli atomi formano una V.