

CHIMICA

LE FORMULE PIÙ IMPORTANTI

LEGAMI CHIMICI

$\leq 0,4$
Legame covalente puro

$0,4 \leq \Delta E \leq 1,7 / 1,9$
Legame covalente polare

$\Delta E \geq 1,7 / 1,9$
Legame ionico

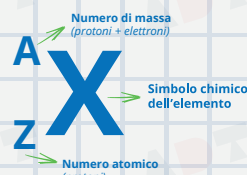
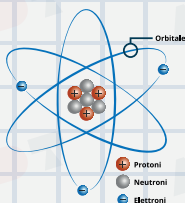
ΔE = Differenza di elettronegatività

ATOMO

Carica elementare $\rightarrow +1,6 \cdot 10^{-19}C$ (protoni);
 $-1,6 \cdot 10^{-19}C$ (elettrone);

Massa Protone e Neutrone
 $1,67 \cdot 10^{-27}Kg = 1,67 \cdot 10^{-24} g$

Massa elettrone $\rightarrow 9,11 \cdot 10^{-31} Kg$



MASSA ATOMICA

Media delle masse dei suoi isotopi ponderata sulla loro abbondanza percentuale in natura. **FORMULA** $\rightarrow \frac{MA_1 \cdot \%_1 + MA_2 \cdot \%_2 + \dots}{100}$

TAVOLA PERIODICA

Legenda

- Non metalli
- Metalli alcalini
- Metalli alcalino terrosi
- Elementi di transizione
- Metalli di post transizione
- Lantanoidi
- Attriodi
- Gas nobili
- Elementi sintetici
- Semimetalli

Numero atomico \rightarrow [H] ← Simbolo
Nome \rightarrow IDROGENO [H] ← Peso atomico

Regole per n° di ossidazione
Tutti gli elementi possono avere $n_{ox} = 0$
Nel gruppo I tutti gli elementi hanno $n_{ox} = +1$ (tranne H)
I gruppi II e III hanno rispettivamente $n_{ox} = +2$ e $+3$
Nel gruppo IV hanno tutti $n_{ox} = +2$ e $+4$
Nel gruppo V hanno tutti $n_{ox} = +3$ e $+5$
Nel gruppo VI hanno tutti $n_{ox} = +2$, $+4$ e $+6$ (tranne O)
Nel gruppo VII hanno tutti $n_{ox} = +1$, $+3$, $+5$, $+7$ (tranne F)

Raggio atomico
Metà della distanza tra i centri dei nuclei di 2 atomi contigui dello stesso elemento

Andamento raggio atomico

Andamento x - EI - AE

Masse atomiche da conoscere al test:

Idrogeno (H 1)	Carbonio (C 12)	Iodio (I 127)
Sodio (Na 23)	Acido (N 14)	Elio (He 4)
Potassio (K 39)	Fosforo (P 31)	Ferro (Fe 55,85)
Magnesio (Mg 24,3)	Ossigeno (O 16)	Cromo (Cr 52)
Calcio (Ca 40)	Zolfo (S 32)	Rame (Cu 63)
Boro (B 11)	Fluoro (F 19)	Zinco (Zn 65)
Alluminio (Al 27)	Cloro (Cl 35,45)	Plombio (Pb 207)

Elettronegatività (x)
Capacità degli atomi di attrarre a sé gli elettroni di legame di un altro atomo

Affinità elettronica (ae)
quantità di energia spesa o rilasciata per aggiungere un elettrone a un atomo neutro isolato in fase gassosa a formare uno ione con una carica negativa (anione). Processo: $X + e^- \rightarrow X^- + Ae$

Affinità elettronica (ei)
Quantità minima di energia necessaria per strappare un elettrone ad un atomo isolato in forma gassosa, formando uno ione con carica positiva (catione). Processo: $X + e^- \rightarrow X^+ + Ae$

STECIOMETRIA

Unità massa atomica $\rightarrow 1/12$ massa atomo $^{12}C = 1,6 \cdot 10^{-23}Kg$

Massa Molare (MM) \rightarrow Massa in g di 1 mole (g/mol)

Moli $\rightarrow n$ (mol) = m / MM

Num. di Avogadro $\rightarrow 6 \cdot 10^{23}$

Numero di particelle elementari presenti in una mole di sostanza

Particelle totali $\rightarrow Np = N^\circ$ Avogadro * n° moli

Principio di Avogadro: una mole di gas in STP (1 atm, 0 gradi Celsius) occupa sempre 22,4 L

SOLUZIONI ACQUOSE

Molarità (M) $\rightarrow n(mol) / V_{sol}(L) \rightarrow$ Moli di soluto in 1L di soluz.

Molalità (m) $\rightarrow n(mol) / M^{sol}(Kg) \rightarrow$ Moli di soluto in 1Kg di solv.

Frazione molare $\rightarrow n(totale) / n$ totale

Concentrazioni $\rightarrow m$ (soluto) / m (soluzione);

m (g del soluto) / V (in mL della soluzione) : V (soluto) / V (solvente)

COSTANTE DI EQUILIBRIO

$$K_{eq} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Se $K_{eq} < 1$
Equilibrio spostato a sinistra

Se $K_{eq} > 1$
Equilibrio spostato a destra

VELOCITÀ DI REAZIONE

$$v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$$

La velocità aumenta se:
aumentano reagenti, temperatura o catalizzatore

La velocità diminuisce se:
diminuiscono reagenti o temperatura

PH E SOLUZ. TAMPONE

Formula $\rightarrow pH + pOH = 14$

Acida: $pH < 7$ e $pOH > 7$

Neutra: $pH = pOH = 7$

Basica: $pH > 7$ e $pOH < 7$

ACIDI E BASI FORTI

BASI FORTI

POH FORMULA $\rightarrow pOH = -\log [OH^-]$
Quando c'è una base bisogna sempre prima calcolare il pOH

Per le basi forti monoprotiche
Es. $NaOH \rightarrow [OH^-] \rightarrow$ base forte monoprotica

Per le basi forti poliprotiche
Es. $Bo(OH)_2 \rightarrow$ bisogna tenere conto della Stechiometria della reazione

La $[OH^-]$ per stechiometria è il doppio della $[Ba(OH)_2]$

Una volta trovato il pOH, per trovare il pH basterà fare $14 - pOH$.

Basi forti da sapere a memoria per il TOLC:
Tutti gli idrossidi, cioè tutti i composti che contengono OH.

ACIDI FORTI

FORMULA PH $\rightarrow pH = -\log [H^+]$

Per gli acidi forti monoprotici
Es. $HCl \rightarrow [H^+] \rightarrow$ acido forte monoprotico

Per gli acidi forti poliprotici
Es. $H_2S_4 \rightarrow$ bisogna tenere conto della Stechiometria della reazione

$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$
La $[H^+]$ per stechiometria è il doppio della $[H_2SO_4]$

$H_3PO_4 \rightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$
La $[H^+]$ per stechiometria è il triplo della $[H_3PO_4]$

Elenco di acidi forti da sapere a memoria per il TOLC:
 $HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4$

