

# CHIMICA GENERALE

## ELEMENTI e COMPOSTI:

Gli elementi → atomi dello stesso tipo

I composti → atomi diversi (formule)

La molecola → piccolo composto

L'atomo → mantiene inalterate le qualità della sostanza

Gli ELEMENTI e i COMPOSTI sono degli **individui chimici** e se mescolati tra loro → MISCELA nella quale gli individui chimici mantengono le qualità e possono essere separati fisicamente.

La TAVOLA PERIODICA: presenta metalli, non metalli e semimetalli. I *periodi* variano le proprietà, i *gruppi* hanno caratteristiche chimiche analoghe.

I **metalli**: proprietà chimico – fisiche

- conduttori
- potere riflettente
- lucentezza metallica
- malleabili e duttili
- solidi a temperatura ambiente (tranne il Hg)
- se esposti a radiazioni emettono e-
- perdono e- e passano ad uno stato ossidato

I **non metalli**:

- cattivi conduttori
- isolanti
- non riflettono la luce
- a T ambiente sono gas, liquidi o solidi
- fragili
- non hanno effetto fotoelettrico o termoelettrico
- i non metalli acquistano e- e si riducono

La capacità che ha un atomo di combinarsi è detta **VALENZA** (quanto vale un atomo rispetto all'H)

La valenza del composto minore prende il suffisso –OSO, viceversa –ICO.

## COMPOSTI INORGANICI:

- ossidi
- idrossidi
- acidi
- sali

I metalli e i non-metalli reagiscono con l'O<sub>2</sub> → OSSIDI BASICI

Gli ossidi basici reagiscono con l'H<sub>2</sub>O → IDROSSIDI o BASI

Le basi si dissociano in H<sub>2</sub>O in cationi + OH-

I non metalli reagiscono con l'O<sub>2</sub> → OSSIDI ACIDI o ANIDRIDI

Le anidridi reagiscono con H<sub>2</sub>O → ACIDI

Gli IDRACIDI hanno solo H e non O<sub>2</sub> e sono (HF, HCl, HI, HBr, HCN, H<sub>2</sub>S)

Gli ossiacidi e gli idracidi reagiscono con le basi → SALI

Per la nomenclatura dei sali:

- se l'acido termina in ICO → ATO
- " " " " OSO → ITO
- " " " " IDRICO → URO

Gli acidi possono essere MONOPROTICI, BI-TRI-POLIPROTICI a seconda del numero di protoni (H<sup>+</sup>)

**I prodotti si formano in base al reagente in difetto.**

ATOMO → entità piccolissima:  $1.673 \cdot 10^{-24}$ g → massa dell'H (gli altri atomi sono 200 volte >)

L'atomo è formato da PROTONI, NEUTRONI ed ELETTRONI.

La massa del protone è  $1.67326 \cdot 10^{-24}$ g e quella dell'e- è 1836 volte + piccola ( $1.6 \cdot 10^{-19}$ Coulomb).

**Numero atomico (Z):** numero di protoni nel nucleo di un atomo e si scrive in basso a sinistra

**Numero di massa (A):** somma di protoni e neutroni.

**Isotopi:** atomi con numero di neutroni diverso ma = n° atomico.

**Nucleide:** non ha isotopi.

**Peso atomico relativo:** massa di un atomo in confronto con una presa di riferimenti (H) ma ora si usa il C12  $\rightarrow 1.66 \cdot 10^{-24}$ g = **u.m.a.**

**Numero di Avogadro:** numero di atomi ( $6.02 \cdot 10^{23}$ ) presenti = 1MOLE

**Peso molecolare:** somma dei pesi atomici.

**N° moli=g/P.M.**

**g=n°moli\*P.M.**

L'ATOMO: da BOHR all'ORBITALE:

Un  *fotone*  è l'enelel rilasciata da un e- quando passa da un livello energetico + alto ad uno + basso.

$$E = h * \nu \quad (\nu = c/\lambda) \rightarrow E = h * c/\lambda$$

Dove h = costante di PLANCK ( $6.63 \cdot 10^{-34}$  J\*s)

c = velocità della luce

Nell'interazione con la materia emerge l'aspetto corpuscolare della luce mentre nell'aggiramento di piccoli ostacoli emerge il comportamento ondulatorio.

1913 BOHR analizzo ad uno spettroscopio scoprì delle righe emesse dall'atomo di H. L'emissione della luce degli atomi doveva avere a che fare con gli elettroni orbitanti intorno al nucleo come pianeti al sole. Compivano cioè delle orbite circolari  $\rightarrow$  *livelli di energia*.

I livelli di enel delle orbite che un e- può raggiungere si ricavano dalla seguente formula:

$$E = - B/n^2$$

Dove B = costante ( $2.18 \cdot 10^{-18}$  J che diviso per la carica dell'e- di  $1.6 \cdot 10^{-19}$  C  $\rightarrow -13.6$ eV)

n = numero quantico principale

-  $\Delta E_{\text{atomo}} = E_{\text{livello prima del salto}} - E_{\text{livello dopo il salto}} = h\nu$  frequenza del fotone emesso

Per calcolare la lunghezza d'onda del fotone:  $E=h*(c/\lambda) \rightarrow \lambda=(h*c)/E$

Secondo DE BROGLIE  $\rightarrow$  a ciascun corpo in movimento è associata una lunghezza d'onda:

$$\lambda = h/mv$$

h = costante di Planck

m= massa del corpo

v= velocità del corpo

Utilizzando come fenditura la distanza fra due atomi in una struttura cristallina venne evidenziata la natura ondulatoria dell'elettrone.

**Principio di indeterminazione**  $\rightarrow$  i fotoni che colpiscono l'elettrone fungono da proiettile e lo sbalzano dappertutto e da qui nasce l'impossibilità di osservare la traiettoria dell'elettrone da spettatori neutrali. Non si può conoscere *nello stesso momento dove si trova un elettrone e come si stia muovendo*.

Perché l'elettrone non cade sul nucleo? Perché avvicinandosi al nucleo assumerebbe una posizione determinata e per il principio di indeterminazione assumerebbe una velocità indeterminata entro limiti molto ampi ( $\Delta v$ ). L'enelel cinetica ( $\frac{1}{2} m\Delta v^2$ ) aumenterebbe da vincere l'attrazione elettrostatica che tenta di schiacciare l'elettrone sul protone. Se non intervengono fattori esterni, l'atomo conserva la sua stabilità per molto tempo.

**L'equazione d'onda e l'orbitale:**

Le informazioni sull'elettrone si ottengono mediante funzioni d'onda ( $\psi$ ). Facendo il quadrato di tali funzioni si ha la probabilità di trovare l'elettrone in tutte le zone intorno al nucleo. Queste zone sono chiamate **orbitali**. Siccome lo spazio intorno al nucleo è tridimensionale allora ogni elettrone ha 3 numeri quantici. Anche se sono 4:

- *numero quantico n* → grandezza dell'orbitale e i livelli di energia (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9...)
- *numero quantico l* → forma dell'orbitale (valori da 0 a n-1)
- *numero quantico m* → orientazione dell'orbita nello spazio (valori da -l a +l)
- *numero quantico ms* → spin dell'elettrone (valori da -1/2 a +1/2)

Valore di l	orbitale	Numero di orbitali	Max num di elettroni
0	s	1	2
1	p	3	6
2	d	5	10
3	f	7	14

### Il principio di esclusione di Pauli →

- ogni orbitale può contenere al massimo 2 elettroni di spin opposti
  - si occupano prima gli orbitali a + bassa enel e poi a enel superiore
  - se ci sono + orbitali della stessa enel gli e- li occupano prima tutti e poi si accoppiano.
- 1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 4f → 5d → 6p → 7s → 5f → 6d → 7p

I gas nobili hanno raggiunto l'ottetto e sono stabili mentre tutti gli altri atomi tendono a raggiungere la stabilità cedendo o acquistando elettroni.

Struttura di Lewis → rappresentare la configurazione elettronica degli orbitali esterni.

Affinità elettronica → l'anel ceduto quando un atomo neutro si trasforma in ione (-) acquistando elettroni e riducendosi.

- **enel reticolare**: gli ioni si trasformano in reticolo cristallino che si sviluppa enel che bilancia quella spesa
- **enel di atomizzazione**: da struttura metallica a atomo
- **enel di ionizzazione**: da atomo neutro a ione
- **enel di dissociazione**: da una molecola biatomica ad un atomo
- **enel di affinità elettronica**: quando un atomo acquista un elettrone

### LEGAMI →

- *ionico* → 2 o + atomi si legano acquistando e cedendo elettroni
  - *covalente* → 2 o + atomi mettono in compartecipazione i propri elettroni
  - *idrogeno* → si formano ponti H soprattutto nell'H<sub>2</sub>O e si instaura una struttura dipolo – dipolo
  - *coordinativo o covalente dativo* → specificare chi mette in compartecipazione gli e-
- ELETRONEGATIVITA': capacità di attirare verso di sé il doppietto di legame. Si riferisce all'atomo che fa parte di un legame e dipende dalla configurazione elettronica.

**Pressione** → P = forza per unità di superficie → PASCAL (Pa)

1 Pa → pressione esercitata dalla forza di 1N/1m<sup>2</sup> = 10<sup>(5)</sup>dine

atmosfera = 101.325 Pa → forza su 1cm<sup>2</sup> esercitata da una colonna di Hg alta 76cm a 0°C slm.

1atm = 760mmHg = 760torr

1mmHg = 1/760atm = 101.325/760 = 133.3 Pa

**Volume** → V = m<sup>3</sup>

1m<sup>3</sup> = 1.000dm<sup>3</sup> = 1.000 litri

**Legge di BOYLE**: relazione tra P e V a T = K. A temperatura costante il prodotto P\*V di una certa massa di gas è costante.

$P_1 * V_1 = V_2 * P_2$  → costante →  $P_1 / P_2 = V_2 / V_1$  (i volumi sono inversamente proporzionali alle P)

**Leggi di CHARLES e GAY LUSSAC**:

1) a P = K la variazione di volume che subisce una massa di gas è per ogni grado di temperatura pari a 1/273 del volume.

$P = K$  →  $V_t = V_{to} + 1/273 V_{to} * t$  →  $V_t = V_{to} (1 + t/273)$  →  $V_t = V_{to} [(273 + t)/273]$ . t+273=T (Kelvin)

2) a V = K, la P è direttamente proporzionale alla temperatura un gas è in condizioni normali. (1atm e 0°C)

**Legge generale dei GAS** →  $(P_1 * V_1) / T_1 = (P_2 * V_2) / T_2 = K$

Volumi uguali di gas diversi → stesso numero di molecole nelle stesse condizioni di T e P.

1 mole di H<sub>2</sub> = 2g H<sub>2</sub> = 6.02\*10<sup>(23)</sup>molecole

1 mole di O<sub>2</sub> = 32gO<sub>2</sub>= " " "

1 mole di CO<sub>2</sub>=44gCO<sub>2</sub>= " " "

1 mole di qls gas occupa lo stesso volume di **22,414** litri.

$(P \cdot V)/T = R$  (costante universale dei gas)

$P \cdot V = R \cdot T$  (1 mole)

$P \cdot V = nR \cdot T$  (n moli) → equazione dei gas perfetti

$R = (P \cdot V)/nT$

Il valore di R dipende dalle unità di misura usate per P e V riferendosi a 1 mole in c.n.(condizioni normali).

- se P è in Pa e V in m<sup>3</sup> →  $R = \frac{101.325(\text{Pa}) \cdot 22.414 \cdot 10^{-3} \text{m}^3}{1(\text{mol}) \cdot 273(\text{K})} = 8.314 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

- se P è in atmosfere e V in dm<sup>3</sup> (l) →  $R = \frac{1(\text{atm}) \cdot 22.414(\text{l})}{1(\text{mol}) \cdot 273\text{K}} = 0.082 \text{ atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

COSA DEVO TROVARE?	COSA HO A DISPOSIZIONE	FORMULE DA APPLICARE
Moli e molecole	Grammi e PM	$\text{mol} = \frac{g}{\text{PM}} \rightarrow * 6.022 \cdot 10^{24}$
Grammi	Moli, molecole e PM	$g = \text{mol} \cdot \text{PM}; \text{PM} = \frac{g}{\text{mol}}$
Formula %	PA e PM	$\% = \frac{\text{PA}}{\text{PM}} \cdot 100$
Grammi in "tot" grammi	PA e PM	$\text{PA} : \text{PM} = X : \text{"tot"}$
Formula	% e PM	$\% / \text{PA}$ e divido x il num minore
Gr di X per bruciare "tot" g di Y	Gr di Y, PM	$\text{mol} = \frac{g}{\text{PM}}; g = \text{mol} \cdot \text{PM}$
Gr di W al 18% per "tot" gr di Z	PA, grammi di Z	$\text{Mol}; \text{Wgr}; 18 : 100 = \text{Wgr} : X$
Resa di una reazione	Gr di reagente, g di un prod. PM	$\text{Gr di prod.} : g(\text{trovati}) = X : 100$

I gas hanno **densità** più basse dei liquidi e solidi e varia a seconda della temperatura e pressione:

$d = \frac{m}{V} \rightarrow \text{gr/ml}$

$m = d \cdot V$

$V = \frac{m}{d}$

La pressione parziale di un campione A è la pressione che il gas eserciterebbe se occupasse da solo l'intero volume. La pressione totale è la somma delle pressioni parziali.

$P_{\text{tot.}} = P_a + P_b + P_c$

$\frac{P_a \cdot V_{\text{tot}} = nRT}{P_{\text{tot}} \cdot V_{\text{tot}} = nRT} \rightarrow \frac{P_a}{P_{\text{tot}}} = \frac{N_a}{N_{\text{tot}}} = \text{fraz molare } \chi$  rapporto tra il singolo componente e le moli tot.

Il volume totale di una miscela gassosa = somma dei volumi parziali.

$V_{\text{tot}} = V_a + V_b + V_c$

Il volume è il volume che ogni gas occuperebbe se da solo si trovasse alla pressione P della miscela.

$\frac{P_{\text{tot}} \cdot V_a = nRT}{P_{\text{tot}} \cdot V_{\text{tot}} = nRT} \rightarrow \frac{V_a}{V_{\text{tot}}} = \frac{N_a}{N_{\text{tot}}} = \text{frazione molare } \chi$

VAN der WAALS: correzione dei gas perfetti.

$P \cdot V = nRT (P + P_i)$

Tra le molecole → pressione interna P<sub>i</sub> ed è maggiore tanto + il volume è ridotto →

$(P + a/V^2 \cdot n^2)(V - nb) = RT$

V = volume del recipiente – volume delle molecole.

La somma della  $\chi$  è = 1

**MOLARITA'** →  $M = n^\circ$  di moli di soluto in 1 litro di solvente

**NORMALITA'** →  $N = n^\circ$  di equivalenti (moli) di soluto in 1 litro di soluzione

**MOLALITA'** →  $m = n^\circ$  di moli di soluto in 1.000 gr di solvente

**% PESO** → gr di soluto in 100 gr di soluzione

**$\chi$  frazione molare di A** → moliA/moli totali

**% VOLUME** → litri di soluzione in 100 litri di soluzione

Soluzioni che contengono una quantità nota di soluto si dicono a **TITOLO NOTO** o **SOLUZIONI TITOLATE** e si usano per le titolazioni → metodi di analisi che determinano la quantità incognita (acido) con una (base) di cui si conosca il titolo e il volume impiegato.

Il **punto di equivalenza** →  $n^\circ \text{base} = n^\circ \text{equivalenti di acido}$ .

Si utilizzano gli indicatori che cambiano colore a seconda che l'ambiente sia acido o basico.

**TITOLAZIONE ACIDOMETRICA** → tra acido e base, è una misura quantitativa che permette di calcolare il contenuto incognito di acido titolato con base neutra. Sono chiamate **ANALISI VOLUMETRICHE**.

Alcune proprietà delle soluzioni che dipendono dal numero di ioni e non dalla specie chimica → **proprietà colligative**:

- 1) abbassamento tensione di vapore di 1 soluzione rispetto al solvente puro
- 2) abbassamento del punto di congelamento di 1 " " " " "
- 3) innalzamento della temperatura di ebollizione " " " " "
- 4) pressione osmotica

Si stabilisce un equilibrio tra le molecole che evaporano e quelle che condensano → la pressione esercitata dal vapore sul liquido si chiama **TENSIONE DI VAPORE** e varia con la temperatura.

Un liquido bolle quando la tensione di vapore è = pressione esterna un soluto → < tensione di vapore, < congelamento e > ebollizione.

Soluzioni **MOLALI** nello stesso solvente, presentano lo stesso < tensione di vapore, congelamento e > ebollizione.

**Costante crioscopica molale** → abbassamento punto di congelamento di soluzione se ho 1 mole di soluto in 1000gr di solvente.

**Costante ebullioscopica molale** → quanto si innalza la temperatura di una ebollizione di una soluzione (rispetto al solvente puro), quanto contiene 1 mole in 1000 gr di solvente.

elemento	Kcr	Keb	Tcong	Teb
H <sub>2</sub> O	1.86	0.515	0	100
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	5.10	2.53	5.5	80.2

$K_{cr} = 1.86$  → in 1000gr di H<sub>2</sub>O c'è una mole di soluto e la soluzione congela a  $(0 - 1.86) = -1.86^\circ\text{C}$

**1 mole soluto** :  $K_{cr} = \frac{x \text{ moli}}{Y \text{ g. solvente}} : \Delta t$   
**1000g solvente**

$$\frac{1}{1000} * \Delta t = \frac{K_{cr} * x \text{ moli}}{Y \text{ g. solvente}}$$

$$\Delta t = \frac{K_{cr} * x \text{ moli} * 1000 \text{ g}}{Y \text{ g. solvente}} \rightarrow \Delta t = K_{cr} * m * i$$

$\Delta t$  = differenza di temperatura

$i$  = coefficiente di Van 't'Hoff e dipende dalla specie chimica, dal numero di particelle in cui si dissocia l'elettrolita.  $\text{NaCl} \rightarrow i=2$  ( $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ ).

OSMOLARITA'  $\rightarrow$  numero complessivo di particelle che provengono dalla dissociazione di un'elettrolita.  $\text{OSM} = M * i$

### LA VELOCITA' DI REAZIONE:

è la variazione della concentrazione di prodotto o di reagente nell'unità di tempo  $\rightarrow v = \frac{\Delta[\text{P}]}{\Delta t} = - \frac{\Delta[\text{R}]}{\Delta t}$

Durante una reazione chimica la velocità non è costante perché è + veloce all'inizio e diminuisce alla fine.

Perché avvenga una reazione sono necessarie 3 condizioni:

- 1) certo numero di urti
- 2) orientazione appropriata
- 3) enel sufficiente alla trasformazione.

Per favorire l'incremento di questi fattori e far sì che la reazione avvenga + facilmente occorre:

- aumentare la concentrazione e la temperatura per ottenere così una maggior frequenza negli urti;
- il disordine favorisce la reazione quindi è + facile che avvengano urti fra molecole di liquido o di solido;
- il chimico Arrhenius  $\rightarrow$  le molecole all'istante della collisione devono superare una barriera invisibile di energia chiamata **energia di attivazione**. Se non si supera si ha solo un urto elastico fra le molecole.

I fattori che influenzano la velocità di reazione sono i seguenti:

- **natura dei reagenti**  $\rightarrow$  dipende dalla struttura elettronica;
- **concentrazione**  $\rightarrow$  se  $>$  la  $[\ ]$  dei reagenti aumenta la velocità;
- **temperatura**  $\rightarrow$  se si aumenta di  $10^\circ\text{C}$  la  $T$  la velocità di reazione raddoppia: con una  $T$  + alta aumenta l'anel cinetica e viene superata la barriera di attivazione;
- **stato di suddivisione**  $\rightarrow$  libertà delle molecole di urtarsi, è  $>$  nei gas e  $<$  nei solidi;
- **catalizzatore**  $\rightarrow$  abbassa l'anel di attivazione e favorisce la corretta orientazione.

### L'EQUILIBRIO CHIMICO:

è la situazione in cui le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti non variano nel tempo  $\rightarrow$  = velocità

#### La costante d'equilibrio:

per una reazione generica  $\rightarrow a\text{A} + b\text{B} \leftrightarrow c\text{C} + d\text{D}$  la **legge di azione di massa** è espressa come segue:  $K = \frac{[\text{C}]^c * [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a * [\text{B}]^b}$

All'equilibrio il rapporto fra il prodotto delle concentrazioni molari dei prodotti (elevate ciascuna al proprio coefficiente stechiometrico) e il prodotto delle concentrazioni molari dei reagenti è **COSTANTE**.

Il valore di  $K$  può essere  $>$  o  $<$  di 1. Le reazioni con un alto valore della  $K$  sono complete. Se  $K$  è piccola la reazione inversa, cioè verso sinistra nella formazione dei reagenti, è preferita.

La costante d'equilibrio varia con la  $T$  perché per ogni  $T$  vi è un diverso valore di  $K$  e diverse concentrazioni di reagenti e prodotti all'equilibrio.

Per le reazioni **esotermiche** la  $K$  diminuisce all'aumentare della  $T$ , viceversa aumenta nelle reazioni **endotermiche**.

Secondo il principio di Le Chatelier  $\rightarrow$  un sistema all'equilibrio perturbato da un'azione esterna si sposta nel senso indicato da questa azione in modo da ridurre o annullare l'effetto.

- **Se varia la concentrazione**  $\rightarrow$  se si aggiunge reagente o prodotto la reazione si sposterà per andare a formare l'uno o l'altro in modo da annullare l'azione (se aggiungo reagente si formeranno + prodotti e viceversa).

- **Se varia la pressione o il volume** → si ha in fase gassosa; se si dimezza il volume la pressione e la concentrazione raddoppiano quindi l'aumento di pressione di un sistema gassoso all'equilibrio comporta lo spostamento dell'equilibrio verso la formazione delle sostanze che occupano il minor volume.
- **Se varia la temperatura** → se si immette calore la reazione va nella direzione che implica l'assorbimento di calore.

La VELOCITA' DI REAZIONE diminuisce col tempo; aumenta colla temperatura e la concentrazione.

La CATALISI può essere:

- *omogenea*: il catalizzatore è insieme ai reattivi;
- *eterogenea*: si forma il complesso attivato "catalizzatore – reagente"
- *enzimatica*: enzima + substrato → complesso attivato → prodotto + enzima

MOLECOLARITA' → numero di molecole coinvolte nel processo elementare.

La **COSTANTE DI EQUILIBRIO** →

$$K_{eq} = \frac{[\text{prodotti}]}{[\text{reagenti}]}$$

Relazioni tra costanti di equilibrio:  $aA + bB \leftrightarrow dD + eE$

$n_A, n_B, n_C, n_D$  sono il numero di moli dei composti;

**frazione molare** →  $X_a = n_A/n; X_b = n_B/n$ ; ecc.

**concentrazioni moli – litro** →  $m_A = n_A/V; m_B = n_B/V$ ; ecc.

**pressioni parziali** →  $p_A = X_a p; p_B = X_b p$ ; ecc.

Si definiscono inoltre le seguenti costanti di equilibrio:

- $K_n = \frac{nD \cdot nE}{mA \cdot nB}$
- $K_c = \frac{mD \cdot mE}{mA \cdot mB}$
- $K_x = \frac{X_d \cdot X_e}{X_a \cdot X_b}$
- $K_p = K_c(RT)$

COSA DEVO TROVARE?	COSA HO A DISPOSIZIONE	FORMULE DA APPLICARE
$K_c, K_p, K_x$	Moli; Volume; T; P;	moli all'inizio, all'eq. $K_c, p, x$ .
V2	V1; T1; P=K	$V_t = V_o(273+t/273)$
V2 in c.n.	T1; P1; V1	$(P1 \cdot V1)/T1 = (P2 \cdot V2)/T2$
V	T; P; gr	$Mol = gr/PM; V = nRT/P$
Moli di gas	P; T; V	$n = PV/RT$
Litri di H con resa 87% (V)	grAl; T; P	$Mol; V = nRT/P$
Massa (gr) in c.n. e a xT; yP	V; T; P;	$V:22,414 = x:1L; risultato \cdot PM;$ $V = nRT/P; 1 mol: V = x:1; \cdot PM$
m3 aria in c.n. x bruciare Kg C	21% O; 78% N; c.n.	$21:78 = 100:x;$ $x+100; 1:22.414 = 471:x$
Quantità di Mg che brucia	V; T; P	$n = PV/RT; 21\% n; 78\% n; moli \cdot$ $P.A. \text{ del Mg} \rightarrow gr$
d in c.n. e a xT	T; P=K;	$d = gr/22.414; V_t = V_o(273+t/273)$ $d = gr/V_t$
% peso; d in c.n. e a xT	P=K; % volume	$\% \cdot P.A.; \text{loro somma} =$ $PM; d = PM/22.414; V_t; d = PM/V_t;$ $gr: PM = x:100$
Moli; litri in 100gr; % volume; d	% in peso	$\%/PM = moli; \text{somma moli};$

		$V=nRT/P; d=100/Vt; \text{moli in } 100$
Pressioni parziali e Fraz mol.	V;T;quantità degli elementi	moli; $\chi; P_x \cdot V = \chi RT$
M	V;gr	Moli; moli: $V=x:1L$
Gr	V;M	M: $V=x:1; gr = \text{moli} \cdot PM$
N	M	$M^*2$

**LEGGE DI RAULT:** la tensione di vapore di una soluzione è = alla tensione di vapore del componente A puro PER(\*) la sua frazione molare +  $P_b \cdot \chi_b \rightarrow P = P_a \chi_a + P_b \chi_b$

Se il componente b è un solido allora la tensione di vapore  $\rightarrow 0 \rightarrow P = P_a \chi_a$

$P = P_a(1 - \chi_b) \rightarrow P = P_a - P_a \chi_b \rightarrow P - P_a = -P_a \chi_b \rightarrow P_a - P = P_a \chi_b$

$P_a - P = \Delta p$

$\Delta p / P_a = \chi_b$

**PRESSIONE OSMOTICA:** pressione che deve essere esercitata su una soluzione per prevenire il passaggio di solvente puro attraverso una membrana semipermeabile. L'**osmosi** è il movimento spontaneo di un solvente attraverso una membrana semipermeabile dovuto alla differenza di concentrazione tra le due soluzioni.

$V \cdot \pi = nRT$

$\pi = (n \cdot iRT) / V$  (i = se è presente un'elettrolita si tiene presente le particelle dissociate).

### REAZIONI OSSIDO – RIDUZIONE →

- l'ossidante si riduce (diminuisce il n° di ox) e il riducente si ossida (aumenta il n° di ox)
- sostanze elementari hanno n°ox = 0
- l'H = +1; l'O = -2; Al = +3; Zn = +2
- elementi 1° gruppo = +1; del 2° gruppo = +2
- ioni hanno n° di ox = alla carica
- scrivere l'equazione sotto forma ionica
- si isolano le coppie che si ossidano o si riducono
- si bilanciano gli atomi ossidati e ridotti
- si bilancia l'O2 con l'H2O
- si bilancia l'idrogeno con H+
- si bilanciano le cariche con gli elettroni
- si bilanciano gli elettroni col m.c.m.
- si sommano le 2 semireazioni

### H2O e pH:

L'H2O è il solvente per eccellenza; conduce la corrente elettrica ed è in parte dissociato in H+ e OH- (H3O+). L'equilibrio è spostato verso sinistra e la sua  $K_e = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$

Le moli in 1 litro di H2O sono 55,5.

$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$  ed è costante in qualsiasi soluzione acquosa. Una soluzione si dice neutra quando la concentrazione degli H+ è = a quella degli OH-:  $[H^+] = 10^{-7}$  e  $[OH^-] = 10^{-7}$ ,  
**pH** = -log[H+]; **pOH** = -log[OH-]

Gli **ACIDI** sono sostanze che in soluzione acquosa hanno una maggior concentrazione di ioni H+ e quindi un **pH < 7**.

Le **BASI** hanno maggior concentrazione di OH- e quindi un **pH > 7**.

$\log[H^+][OH^-] = \log 10^{-14}$ ;  $\log[H^+] + \log[OH^-] = \log 10^{-14} = -\log[H^+] - \log[OH^-] = -\log 10^{-14} =$   
 $\rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$

- acidi o basi forti → capacità di basi o acidi forti di dissociarsi (HClO4; HCl; H2SO4; HNO3)
- acidi o basi deboli → in soluzione acquosa sono parzialmente dissociati, si ha un equilibrio
- acido debole con suo sale + base forte → soluzione tampone
- base debole con suo sale + acido forte → soluzione tampone

e) sale.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10(-\text{pH})$$

Un *acido debole* HA:  $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$  si dissocia parzialmente.

Si instaura un EQUILIBRIO tra le due parti:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{\text{Ca} - [\text{H}^+]} = \frac{[\text{H}^+]^2}{\text{Ca} - [\text{H}^+]} \rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{K_a(\text{Ca} - [\text{H}^+])} \text{ (forma ridotta)}$$

**Ca** = concentrazione in moli/litro dell'acido iniziale.

La concentrazione degli  $[\text{H}^+]$  nell'espressione " $\text{Ca} - [\text{H}^+]$ " si può trascurare  $\rightarrow$  per trovare gli  $\text{H}^+ \rightarrow$

$$\rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot \text{Ca}} \text{ (forma semplificata)}$$

$$\rightarrow [\text{H}^+]^2 = K_a(\text{Ca} - [\text{H}^+])$$

$$\rightarrow [\text{H}^+]^2 + K_a[\text{H}^+] - K_a \cdot \text{Ca} = 0$$

$$\rightarrow [\text{H}^+] = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4K_a \text{Ca}}}{2} \rightarrow \text{se la K non è debole (10}^{-2}\text{)}$$

Se ho un acido forte non calcolo la  $K_a$  perché non esiste in quanto la concentrazione iniziale  $[\text{HA}]$  tende a 0 e quindi la  $K_a$  tende ad infinito.

**La  $K_a$  compresa tra  $10^{-4}$  e  $10^{-6}$  e la concentrazione  $> 10^{-2}$  si usa la forma ridotta;**

**LA  $K_a$  compresa tra  $10^{-6}$  e  $10^{-8}$  e la concentrazione  $> 10^{-4}$  si usa la forma semplificata.**

$$\text{Il } \underline{\text{grado di dissociazione}} \rightarrow \alpha = \frac{\text{moli dissociate}}{\text{moli iniziali}} = \frac{[\text{H}^+]}{\text{Ca}}$$

Se DILUISCO una soluzione con un acido forte varia il pH che AUMENTA cioè la soluzione diventa meno acida;

Se DILUISCO una soluzione con un acido debole il pH aumenta di meno.

**SOLUZIONI TAMPONE**  $\rightarrow$  soluzioni con acido debole + il suo sale con una base forte o una base debole + il suo sale con un acido forte. Le PROPRIETÀ sono:

1) pH rimane invariato x diluizione moderata;

2) pH rimane invariato x aggiunta di piccole quantità di acido o base forte.

$$K_a = \frac{C_s [\text{H}^+]}{C_a} \rightarrow [\text{H}^+] = \frac{K_a C_a}{C_s}$$

**C<sub>a</sub>** = concentrazione M dell'acido

**C<sub>s</sub>** = concentrazione M del sale

Un acido forte sposta l'acido debole dai suoi sali e una base forte sposta la base debole dal suo sale.

**SOLUZIONI SALINE**  $\rightarrow$

- base forte e acido forte ( $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ )  $\rightarrow$  ( $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ ) Sali con basi e acidi forti non alterano il pH di partenza

- base forte e acido debole ( $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ )  $\rightarrow$  ( $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ) Per azione dell'acqua si rigenera il composto debole  $\rightarrow$  IDROLISI BASICA.

$$K_{eq} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{O}]} \quad K_i = \text{costante di idrolisi}$$

$$K_i = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \frac{10^{-14}}{K_a} = \frac{10^{-14}}{K_a} \rightarrow K_i = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_s}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{[10^{-14}/K_a] \cdot C_s}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{[10^{-14}/K_b] \cdot C_s}$$

**ELETTROCHIMICA**

Una coppia che ha > capacità di ridurre un'altra coppia è detto: **POTENZIALE** → Volt

Un filo di rame (Cu) è immerso in una soluzione del suo ione (CuSO<sub>4</sub>) mentre in un'altra c'è lo zinco (Zn) col suo ione (ZnSO<sub>4</sub>).

Il Cu tende ad esistere allo stato ridotto; il Cu<sup>++</sup> tende a perdere elettroni dal filo metallico x ridursi (Cu<sup>++</sup> + 2e<sup>-</sup> → Cu) e il filo si carica positivamente → differenza di potenziale tra il filo e la soluzione ma il fenomeno è limitato a pochi ioni.

Dall'altra parte lo Zn tende a passare allo stato ossidato (Zn → Zn<sup>++</sup> + 2e<sup>-</sup>) e il filo si carica negativamente.

Se colleghiamo con un filo il filo di Zn al filo di Cu gli elettroni dallo Zn si **SCARICANO** sul filo di Cu e il processo è continuo → il sistema **eroga corrente** (pila Daniell).

La *differenza di potenziale*:  $\Delta E = E(+)-E(-)$

Durante il fenomeno della pila si ha una reazione di **RIDUZIONE** (Cu<sup>++</sup>) e una di **OSSIDAZIONE** (dello Zn). REAZIONI ELETTRODICHE PARZIALI:



Quando si raggiunge l'equilibrio il  $\Delta E$  è nullo.

Le condizioni per misurare il *potenziale normale*:

- 25°C
- 1 atm
- [ ] unitarie

$E^\circ$  = potenziale normale → elettrodo è in una soluzione di ioni a concentrazione unitaria.

L'**equazione di NERNST** si usa quando non si è nelle condizioni standard:

$$E = E^\circ + \frac{RT \ln[\text{OX}]}{nF} \quad [\text{red}]$$

Ln = logaritmo naturale

R = costante dei gas → 8,314 (Volt\*Coulomb)/(mole/K)

T = temperatura assoluta

n = numero di elettroni scambiati

F = Farenait = 96.500°C

$$E = E^\circ + \frac{0,059 \log[\text{OX}]}{n} \quad [\text{red}]$$

0,059 → (R\*T)/F=2,3 è il coefficiente che trasforma il ln in log

L'elettrodo di riferimento è l'idrogeno H<sup>+</sup> a cui si dà il valore di **0,00Volt**

Per sapere da che parte va la reazione si procede in questo modo:

- guardo chi si ossida e chi si riduce
- confronto la tabella di  $E^\circ$
- scelgo la direzione

**PILA** → elemento galvanico costituito sempre da 2 semicelle ognuna contenente un elettrodo immerso in soluzione e ha sempre l'elemento in due stati di ossidazione diversi.

- 1) filo di metallo nella soluzione di un suo ione
- 2) filo di materiale inerte (Pt) in soluzione con 2 ioni dello stesso elemento a diverso grado di ossidazione
- 3) un elettrodo inerte (Pt o Palladio) la cui superficie sia saturata da un gas e la soluzione contiene gli ioni del gas.

Nelle 2 semicelle avvengono contemporaneamente le reazioni di ossidazione e di riduzione ed è per questo che la pila eroga corrente. Nella pila Daniell:

- il **POLO POSITIVO** si considera tale nella reazione di **RIDUZIONE** (Cu<sup>+</sup> + 2e<sup>-</sup> → Cu)

- il POLO NEGATIVO si considera tale nella reazione di OSSIDAZIONE ( $Zn \rightarrow Zn^{++} + 2e^-$ )

I POTENZIALI variano a seconda della temperatura (T), del pH (si deve tener conto dell'ambiente acido o basico e degli eventuali  $H^+$  presenti) e della concentrazione [ ].

### Regole:

- il polo negativo (-) è dove avviene la reazione di *ossidazione* (anodo)  $\rightarrow Zn \rightarrow Zn^{++} + 2e^-$
- il polo positivo (+) è dove avviene la reazione di *riduzione* (catodo)  $\rightarrow Cu^{++} + 2e^- \rightarrow Cu$
- il **potenziale normale**  $\rightarrow E^\circ_{pila} = E^\circ_{catodo} - E^\circ_{anodo}$
- per sapere se una reazione avviene spontaneamente occorre guardare il  $E^\circ$ : il meno negativo  $\rightarrow$  reazione di riduzione e avviene al catodo; viceversa all'anodo con  $E^\circ$  più negativo avviene la reazione di ossidazione.

### Potenziali normali di riduzione (25°C):

Semireazioni					$E^\circ$ in volt
F <sub>2</sub>	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	2F(-)	2,87
MnO <sub>4</sub> (-)	+	8H(+) + 5e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Mn(+2) + 4H <sub>2</sub> O	1,49
Ce <sup>+4</sup>	+	e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Ce(+3)	1,44
Au(+3)	+	3e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Au	1,42
Cl <sub>2</sub>	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	2Cl(-)	1,36
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (-2)	+	14H(+) + 6e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	2Cr(+3) + 7H <sub>2</sub> O	1,33
O <sub>2</sub>	+	4H(+) + 4e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	2H <sub>2</sub> O	1,23
Pt(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Pt	1,2
Br <sub>2</sub>	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	2Br(-)	1,07
HNO <sub>2</sub>	+	H(+) + e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	NO + H <sub>2</sub> O	0,99
HNO <sub>3</sub>	+	3H(+) + 3e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	NO + 2H <sub>2</sub> O	0,96
Hg(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Hg	0,85
Ag(+)	+	e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Ag	0,80
Fe(+3)	+	e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Fe(+2)	0,77
I <sub>2</sub>	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	2I(-)	0,54
Cu(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Cu	0,34
Sn(+4)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Sn(+2)	0,15
2H <sup>+</sup>	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	H <sub>2</sub>	0,00
Pb(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Pb	-0,13
Sn(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Sn	-0,14
Ni(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Ni	-0,23
Cd(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Cd	-0,40
Fe(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Fe	-0,44
S <sub>8</sub>	+	16e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	8S(-2)	-0,51
Cr(+3)	+	3e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Cr	-0,74
Zn(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Zn	-0,76
Mn(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Mn	-1,03
Al(+3)	+	3e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Al	-1,66
U(+3)	+	3e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	U	-1,8
Mg(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Mg	-2,38
Na(+)	+	e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Na	-2,71
Ca(+2)	+	2e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Ca	-2,76
K(+)	+	e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	K	-2,92
Li(+)	+	e <sup>-</sup>	$\rightarrow$	Li	-3,05

### 1° PRINCIPIO della TERMODINAMICA:

Il calore  $Q$  fornito ad un sistema si trasforma in incremento  $U$  dell'energia da esso posseduto (enel interna) e/o nel lavoro  $L$  che questo compie  $\rightarrow Q = U + L$

### I CALORI di REAZIONE e l'ENTALPIA:

L'enel messa in gioco con una reazione chimica dipende dalla energia contenuta nei legami dei reagenti e dei prodotti.

A volte l'enel prelevata da un sistema chimico, non sempre si trasforma tutta in calore perché se i prodotti sono gas si devono espandere di un volume  $\Delta V$  contro la pressione esterna ( $P$ ) e viene quindi speso il lavoro  $P \cdot \Delta V$  e il calore sviluppato è inferiore  $\rightarrow Q = -\Delta U - P \cdot \Delta V = -\Delta(U + PV)$

Per tener conto del lavoro di espansione, in chimica invece di  $U$  si usa la unzione:  $H = U + PV$  chiamata **ENTALPIA**.  $Q = \Delta H = - (H_{\text{prodotti}} - H_{\text{reagenti}})$  a  $P = K$ .  $\rightarrow Q = -\Delta H = H_{\text{reag}} - H_{\text{prod}}$ .

-  $\Delta H < 0 \rightarrow$  reazione esotermica e si ha emissione di calore

-  $\Delta H > 0 \rightarrow$  reazione endotermica e richiede enel termica.

### ENTROPIA:

L'aumento di disordine può essere misurato quantitativamente per mezzo dell'entropia  $\rightarrow \text{ENEL}/T$

Uno dei modi consiste:

- misurare il calore che occorre per incrementare la sua  $T$  iniziando da  $T = 0K$  e sommando tutti i rapporti *calore/T* fino a raggiungere la  $T$  del sistema.

### ENERGIA LIBERA:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S ; G = H - TS$$

Il termine dell'entropia ha segno negativo perché con  $\Delta S > 0$ , che favorisce la spontaneità delle reazioni, si riflette in una diminuzione di  $G$ . La variazione di entropia è moltiplicata alla Temperatura per avere una grandezza in dimensioni energetiche.

La direzione in cui la trasformazione avviene spontaneamente è solo quella in cui  $\Delta G < 0$ .

### 2° PRINCIPIO della TERMODINAMICA:

Se 2 sistemi a  $T$  diversa sono posti in contatto tra loro, il calore fluirà dal corpo a temperatura maggiore a quello con  $T$  minore.