

## REGOLE N.O.:

LEZIONE 13 11/10/21

- 1) Una sostanza elementare ha N.O = 0  $S_2, N_2$
- 2) N.O DI UNO IONE MONOATOMICO è uguale alla carica ( $Mg^{+2}$ )
- 3) N.O DEL FLUORO è SEMPRE -1
- 4) N.O degli alogeni è -1 eccetto nei composti con O o con altri alogeni  
↓  
POSITIVO
- 5) N.O dell'ossigeno è -II eccetto i perossidi come  $H_2O_2$  e  $Na_2O_2$  in cui è -I, i superperossidi  $KO_2$  (-I/II) e  $OF_2$  (II)
- 6) N.O dell'idrogeno è +I eccetto negli idruri metallici è -I ( $LiH, NaH, CaH_2$ )
- 7) La somma dei numeri di ossidazione degli atomi di una molecola neutra è zero, di uno ione poliatomico è uguale alla carica dello ione.
- 8) il massimo N.O di un elemento corrisponde al numero del gruppo cui appartiene (gruppi 1-8) o al numero del gruppo -10 (gruppi 11-17)
- 9) il minimo N.O di un elemento corrisponde a 0 per i gruppi 1-12 e al numero del gruppo 18 (14-17)

## Nomenclatura:

- OSO → carica più bassa
- ICO → ione carica più alta

 $H_3O^+$  → ione ossonio $PH_4^+$  → ione fosfonio $AsH_4^+$  → ione arsonio

} addizione **protoni**  
prendono il suffisso  
**ONIO**

$H^+$   
↑

## fanno terminazione -URO

 $S_2^{2-}$  DISOLFURO  $I_3$  TRIIODURO

FANNO eccezione (con l'ossigeno)

IDROSSIDO  $OH^-$   
PEROSSIDO  $O_2^{2-}$   
SUPEROSSIDO  $O_2^-$

SOLFATO IDRATO BIANCO  
SOLFATO ANIDRO BLU

**Metalli + ossigeno = ossidi**

	<b>IUPAC</b>	<b>TRADI</b>	<b>metodo IAW</b>
FeO	monossido di ferro	ossido ferroso	ossido di ferro II
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	triossido di biferro	ossido ferrico	ossido di ferro III

**Ossidi + H<sub>2</sub>O = idrossidi**

Fe(OH) <sub>2</sub>	diidrossido di ferro	idrossido ferroso
Fe(OH) <sub>3</sub>	triidrossido di ferro	idrossido ferrico

**Non metalli + ossigeno = ossidi (anidridi)**

<b>TRA</b> Non metallo	:	Per	1Ca	} n° ossidazione maggiore di 2 ES: Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
		Anidride+	1Ca	
			OSA	
			OSA	
			1PO	

**Ossidi + H<sub>2</sub>O = Acidi (ossiacidi)**

<b>TRA</b> : Non metallo	:	Per	1Ca	→ n° maggior.
		Acido	1Ca	
			OSA	es: HClO <sub>3</sub>
			OSA	
			1PO	

**IUPAC:**

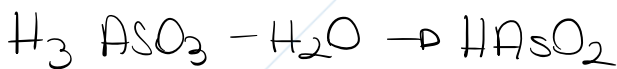
Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> triossido di dicloro

**ORTO** → max n° molecole di acqua possibili



Acido ortoarсенioso

**Meta** →  
- 1 H<sub>2</sub>O all'orto  
(meno 1 molecola)



Acido metaarsenioso

**Piro**  
- 2 H<sub>2</sub>O  
(meno 2 molecole)



Acido piroarsenioso

**IDROSSIDI + OSSOACIDO → SALI DI OSSIACIDI**

SUFFISSO ACIDO → Desinenza <sup>catione + ANIONE</sup> sale  
 - Ico  
 - oso  
 - ato  
 - ito

**SALI ACIDI** → quando nel sale rimane un protone dell'acido.

NaHSO<sub>4</sub> idrogeno solfato di sodio

**IDRACIDI** → HCl → ACIDO CLORIDRICO  
 → Desinenza **IDRICO**

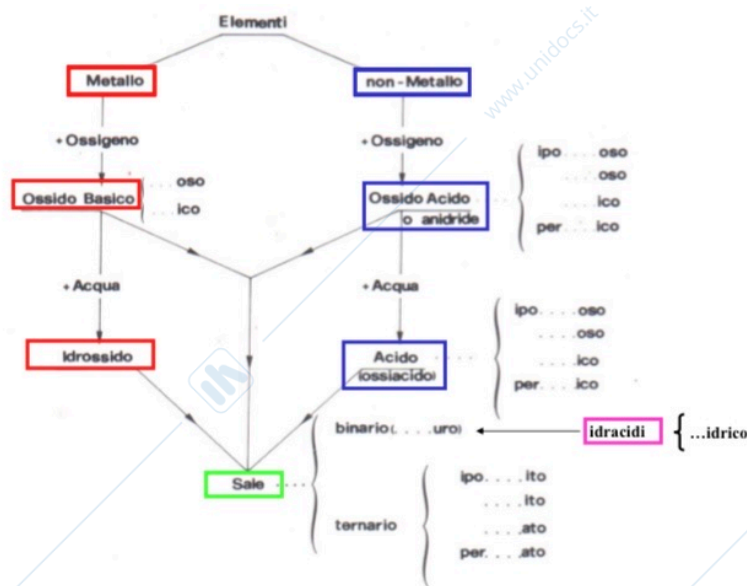
**SALI DI IDRACIDI**

Conservano il nome dell'acido assumendo desinenza **URO**:

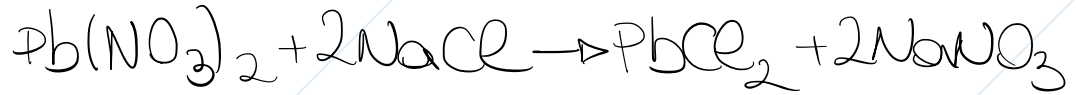
SUFFISSO ACIDO: Desinenza SALE:

IDRICO → **URO**

NaCl → cloruro di sodio

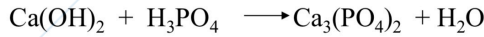


# Reazioni Chimiche

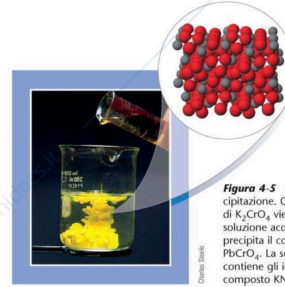
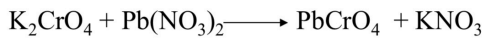


## Tipi di Reazioni:

### Reazioni acido-base:

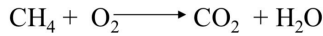


### Reazioni di precipitazione:

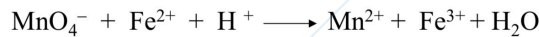


**Figura 4-5** Una reazione di precipitazione. Quando una soluzione di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  viene aggiunta a una soluzione acquosa di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , precipita il composto giallo  $\text{PbCrO}_4$ . La soluzione risultante contiene gli ioni  $\text{K}^+$  e  $\text{NO}_3^-$  del composto  $\text{KNO}_3$ .

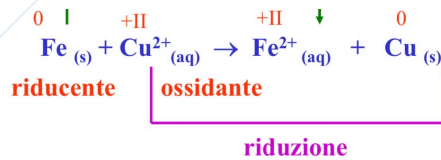
### Reazioni di combustione:



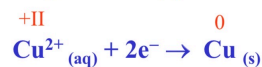
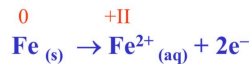
### Reazioni di ossido-riduzione:



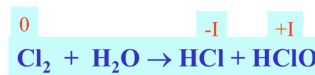
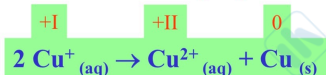
←  
**OSSIDO - RIDUZIONE** → una specie si ossida e una si riduce



**Due semireazioni:** una implica perdita di elettroni (**ossidazione**) l'altra implica acquisto di elettroni (**riduzione**).



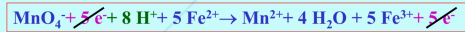
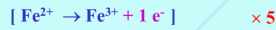
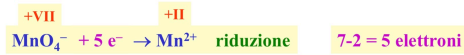
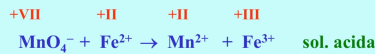
### Reazioni di disproportzionamento o dismutazione



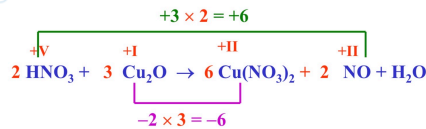
### Metodo delle semireazioni (equazioni in forma ionica).

- 1- **Identificare** le **specie** che si sono **ossidate** e **ridotte (N.O.)**
- 2- Scrivere le due **semireazioni**, esplicitando gli **elettroni** scambiati
- 3- **Bilanciare le semireazioni** rispetto alla **carica elettrica** e poi rispetto alla massa (agli **atomi**) usando **H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub>O** in **soluzione acida** o **OH<sup>-</sup>/H<sub>2</sub>O** in **soluzione basica**
- 4- **Moltiplicare** per gli opportuni coefficienti le due **semireazioni**, in modo da **eguagliare il numero di elettroni scambiati**
- 5- **Combinare le semireazioni** bilanciate **eliminando gli elettroni**

**Esempio:**



Altro metodo (più veloce):



Gli atomi rimanenti vanno bilanciati mediante verifica:



Nel bilanciamento di N si aggiungono a sinistra 12 HNO<sub>3</sub> con l'azoto nello stesso stato di ossidazione dei 12 ioni NO<sub>3</sub><sup>-</sup> a destra.

Il metodo è inadeguato per reazioni ioniche, specie in soluzione basica.