

Lezione	Programma
Proprietà microscopiche della materia e composizione delle sostanze	Modello particellare della materia su scala microscopica: il modello atomico di Dalton. Elementi, sostanze semplici, sostanze composte. Molecole, ioni, formule chimiche. Massa atomica e massa atomica relativa (A_r), massa molecolare relativa (M_r). La tavola periodica degli elementi di Mendeleev: periodi e gruppi. Modelli atomici e numeri quantici. Configurazione elettronica degli atomi e proprietà periodiche.
Il legame chimico e le forze intermolecolari.	Il legame ionico, covalente e metallico. L'elettronegatività. I legami chimici: il modello di Lewis. Il modello VSEPR e le geometrie molecolari. Numero di ossidazione. Forze intermolecolari e legame idrogeno.
Proprietà macroscopiche della materia.	Modello particellare della materia su scala macroscopica e stati della materia. Proprietà macroscopiche dei gas, liquidi e solidi e trasformazioni fisiche (teoria cinetica, punti fissi, transizioni di fase). Miscele omogenee ed eterogenee e tecniche di separazione delle miscele. Leggi fondamentali della chimica (Lavoisier, Proust, Dalton, Gay-Lussac) e numero di Avogadro. Leggi dei gas ideali (Boyle, Charles, Gay-Lussac).
Stechiometria delle reazioni chimiche.	Bilanciamento degli schemi di reazione. Definizione del concetto di mole e della costante di Avogadro. Conversione della quantità di massa in moli. Relazione tra il numero di moli (quantità chimica) e massa negli schemi di reazione.
Composti	Proprietà e nomenclatura dei composti. Nomenclatura di sostanze e composti (IUPAC e tradizionale). Proprietà dei principali composti inorganici. Proprietà dei metalli.
Reazioni chimiche.	Reazioni esotermiche ed endotermiche. L'equilibrio chimico. Velocità di reazione e fattori che influenzano la velocità di reazione
Proprietà delle soluzioni.	Conducibilità, proprietà colligative, solubilità. Unità di misura della concentrazione (mol dm^{-3} , g dm^{-3} , composizione percentuale) e relativi calcoli.
Le reazioni acido-base e redox.	Definizione di acidi e basi. Acidi e basi comuni. Forza di acidi e basi e definizione di pH. Reazioni acido base e indicatori di pH. Definizione di idrolisi e soluzione tampone. Ossidazioni e riduzioni. Identificazione dell'ossidante e del riducente in una semplice trasformazione chimica redox o in uno schema di reazione. Bilanciamento di semplici schemi di reazione redox.
Chimica organica.	Origini e caratteristiche degli idrocarburi. Alcani, alcheni, alchini, cicloalcani. Benzene e composti aromatici. Ibridazione del carbonio. Composti organici: struttura e nomenclatura. Isomeria, relazione tra struttura e proprietà. Alcoli, aldeidi, chetoni e acidi carbossilici. Ammine e aminoacidi.
Chimica applicata.	Le trasformazioni chimiche nella vita quotidiana. Corretta lettura delle etichette dei prodotti commerciali (bevande, prodotti alimentari, farmaci, prodotti chimici). Principali tematiche ambientali (piogge acide, effetto serra, smog...). Norme di sicurezza.



Lezione 7

Le reazioni acido-base e redox

- **Definizione di acidi e basi. Acidi e basi comuni. Forza di acidi e basi e definizione di pH. Reazioni acido base e indicatori di pH. Definizione di idrolisi e soluzione tampone. Ossidazioni e riduzioni. Identificazione dell'ossidante e del riducente in una semplice trasformazione chimica redox o in uno schema di reazione. Bilanciamento di semplici schemi di reazione redox.**

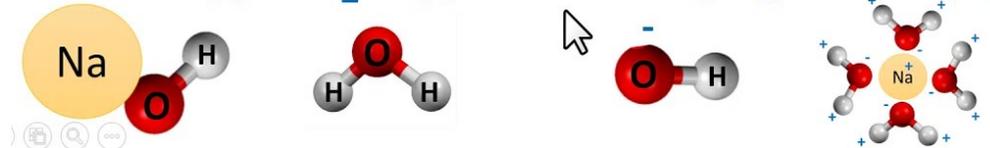
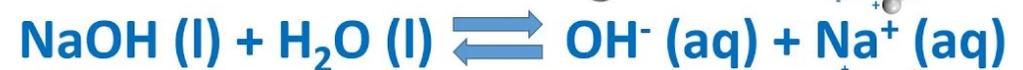
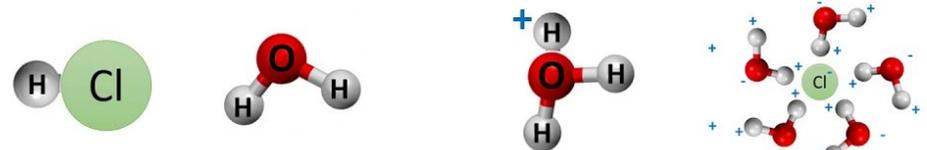
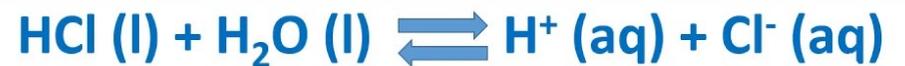
Acidi e basi

Teoria di Arrhenius

Teoria di Bronsted-Lowry

Teoria di Lewis

Teoria di ARRHENIUS: un acido è una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni H^+ , un base è una sostanza che in soluzione acquosa libera ioni OH^- .



Acidi e basi

Teoria di BRØNSTED-LOWRY:
un acido è una sostanza che cede protoni (ioni H⁺) ad un'altra sostanza, una base è una sostanza che acquista protoni da un'altra sostanza.

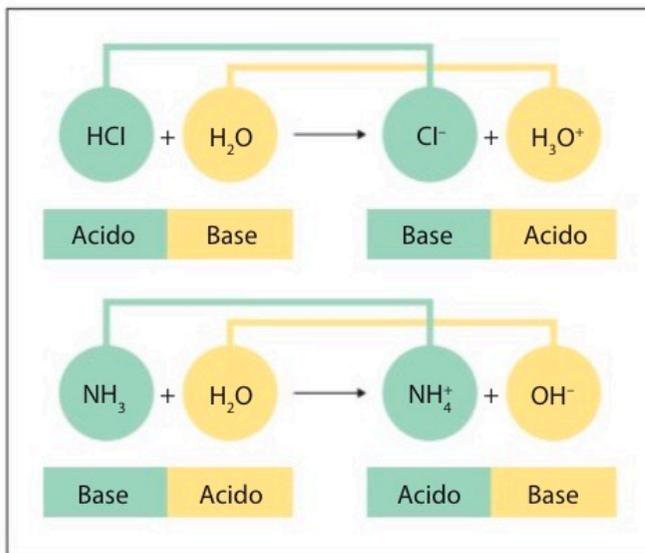


BASE

ACIDO CONIUGATO

In una **coppia coniugata acido-base** le due specie differiscono solo per la presenza di un protone.

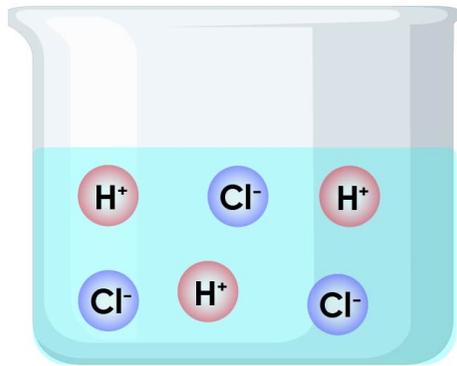
Ciascun equilibrio **acido-base** consiste nel trasferimento di un protone da un acido ad una base o viceversa, con conseguente formazione della base o dell'acido coniugati. Pertanto **definire un composto acido o base dipende essenzialmente dal senso in cui noi osserviamo la reazione**



Forza di acidi e basi

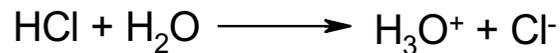
La forza di un acido o di una base si misura in base alla tendenza a cedere o ad acquistare protoni

Strong Acid

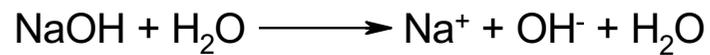


HCl Strong Acid

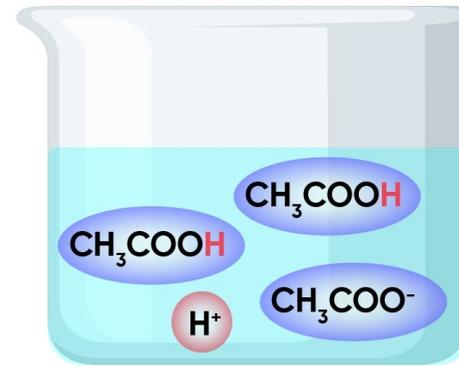
acido forte



base forte

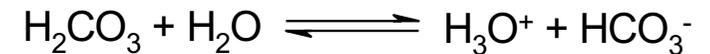


Weak Acid

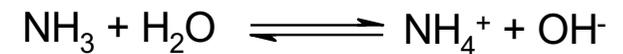


CH₃COOH Weak Acid

acido debole



base debole



Forza di acidi e basi

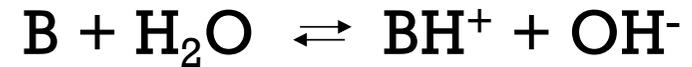
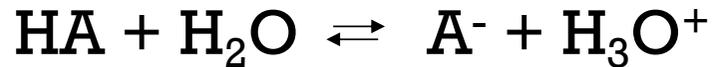
In una coppia acido-base, maggiore è la forza dell'acido, minore sarà la forza della base coniugata.

TABELLA 16.1 Forze relative di alcuni comuni acidi e basi di Brønsted-Lowry

Acido		Base coniugata	
	Acido perclorico	HClO ₄	Ione perclorato
	Acido iodidrico	HI	Ione ioduro
	Acido bromidrico	HBr	Ione bromuro
	Acido cloridrico	HCl	Ione cloruro
	Acido solforico	H ₂ SO ₄	Ione idrogeno solfato
	Acido nitrico	HNO ₃	Ione nitrato
	Ione idrossonio ^a	H ₃ O ⁺	Acqua ^a
	Ione idrogeno solfato	HSO ₄ ⁻	Ione solfato
	Acido nitroso	HNO ₂	Ione nitrito
	Acido acetico	CH ₃ COOH	Ione acetato
	Acido carbonico	H ₂ CO ₃	Ione idrogeno carbonato
	Ione ammonio	NH ₄ ⁺	Ammoniaca
	Ione idrogeno carbonato	HCO ₃ ⁻	Ione carbonato
	Acqua	H ₂ O	Ione idrossido
	Metanolo	CH ₃ OH	ione metossido
	Ammoniaca	NH ₃	Ione ammido
			ClO ₄ ⁻
			I ⁻
			Br ⁻
			Cl ⁻
			HSO ₄ ⁻
			NO ₃ ⁻
			H ₂ O
			SO ₄ ²⁻
			NO ₂ ⁻
			CH ₃ COO ⁻
			HCO ₃ ⁻
			NH ₃
			CO ₃ ²⁻
			OH ⁻
			CH ₃ O ⁻
			NH ₂ ⁻

^a La combinazione ione idrossido-acqua si riferisce al caso in cui il protone viene trasferito da una molecola d'acqua ad un'altra; ovvero $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$.

Come si quantifica la forza di un acido e di una base?



$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_{eq} = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}][\text{H}_2\text{O}]}$$

per soluzioni diluite il solvente è pressoché totalmente acqua pura e si può semplificare considerando la sua [] costante:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

$$K_b = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

K_a è definita

K_b è definita

costante di ionizzazione acida

costante di ionizzazione basica

Forza di acidi e basi

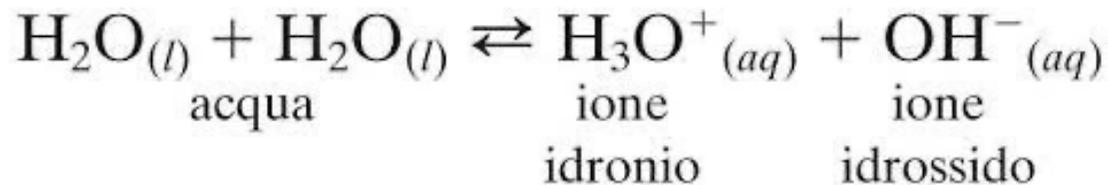
K_a e K_b esprimono dal punto di vista quantitativo la forza rispettivamente di un acido e di una base.

Coppie acido-base coniugata

ACIDO			BASE		
k _a	nome	formula	formula	nome	k _b
> 10 ²	acido per-clorico	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	ione per-clorato	< 10 ⁻¹⁶
> 10 ²	acido iodidrico	HI	I ⁻	ione ioduro	< 10 ⁻¹⁶
> 10 ²	acido bromidrico	HBr	Br ⁻	ione bromuro	< 10 ⁻¹⁶
> 10 ²	acido cloridrico	HCl	Cl ⁻	ione cloruro	< 10 ⁻¹⁶
> 10 ²	acido solforico	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	ione idrogeno-solfato	< 10 ⁻¹⁶
> 10 ²	acido clorico	HClO ₃	ClO ₃ ⁻	ione clorato	< 10 ⁻¹⁶
20	acido nitrico	HNO ₃	NO ₃ ⁻	ione nitrato	5 x 10 ⁻¹⁶
1,7 x 10 ⁻¹	acido iodico	HIO ₃	IO ₃ ⁻	ione iodato	5,9 x 10 ⁻¹⁴
1,4 x 10 ⁻²	acido solforoso	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	ione idrogeno-solfito	7,2 x 10 ⁻¹³
1,1 x 10 ⁻²	acido cloroso	HClO ₂	ClO ₂ ⁻	ione clorito	8,9 x 10 ⁻¹³
1,0 x 10 ⁻²	ione idrogeno-solfato	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	ione solfato	1,0 x 10 ⁻¹²
7,1 x 10 ⁻³	acido fosforico	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	ione di-idrogeno-fosfato	1,4 x 10 ⁻¹²
7,1 x 10 ⁻⁴	acido nitroso	HNO ₂	NO ₂ ⁻	ione nitrito	1,4 x 10 ⁻¹¹

Prodotto ionico dell'acqua

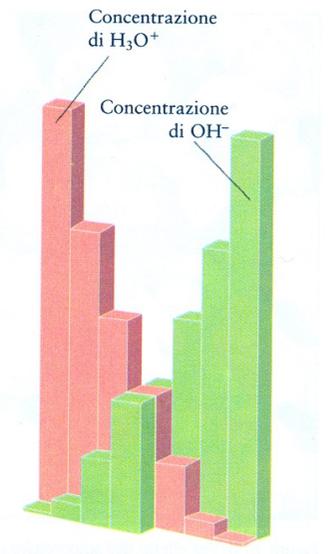
**L'H₂O si comporta come acido e come base, è una molecola anfotera.
Ha infatti natura anfiprotica, cioè può accettare o donare protoni**



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

**La concentrazione dell'H₂O
pura si considera costante
(55.5 M) e si moltiplica per K_c**

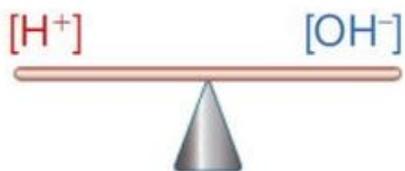
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ M}^2 \quad (\text{PRODOTTO IONICO dell'acqua})$$



In H₂O pura la concentrazione di H₃O⁺ e OH⁻ sono uguali e pari a 1 x 10⁻⁷ M, da ciò si spiega perché l'acqua sia un pessimo conduttore di elettricità (bassa concentrazione di ioni)

pH

soluzione neutra



$$[H^+] = [OH^-]$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

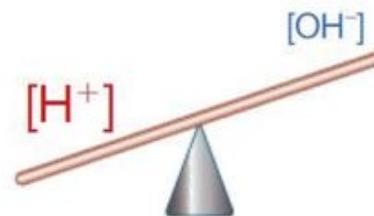
soluzione basica



$$[H^+] < [OH^-]$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

soluzione acida



$$[H^+] > [OH^-]$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

Una soluzione acquosa è:

- **acida** se $[H^+] > 10^{-7} \text{ M}$
- **neutra** se $[H^+] = [OH^-]$
- **basica** se $[H^+] < 10^{-7} \text{ M}$



La $[H^+]$ viene espressa in scala logaritmica

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

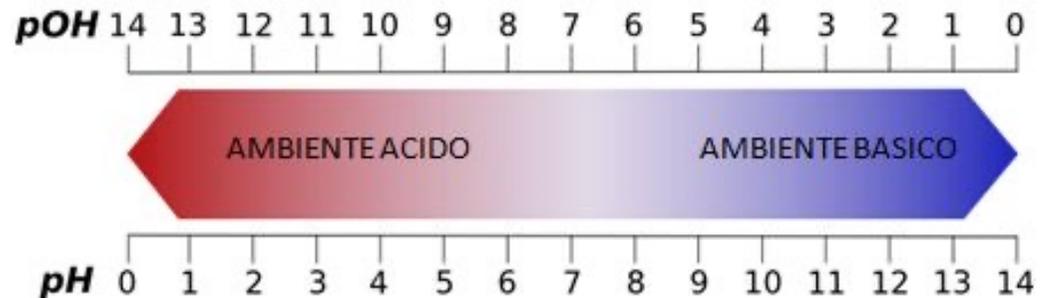
pH e pOH

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} M^2$$

$$-\log K_w = (-\log[H_3O^+]) + (-\log[OH^-]) = 14$$

↓ ↓

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$



pH

pH dell' acqua pura a 25°C, la cui concentrazione di ioni H_3O^+ è 1×10^{-7} :

$$pH = -\log(1 \times 10^{-7}) = 7$$

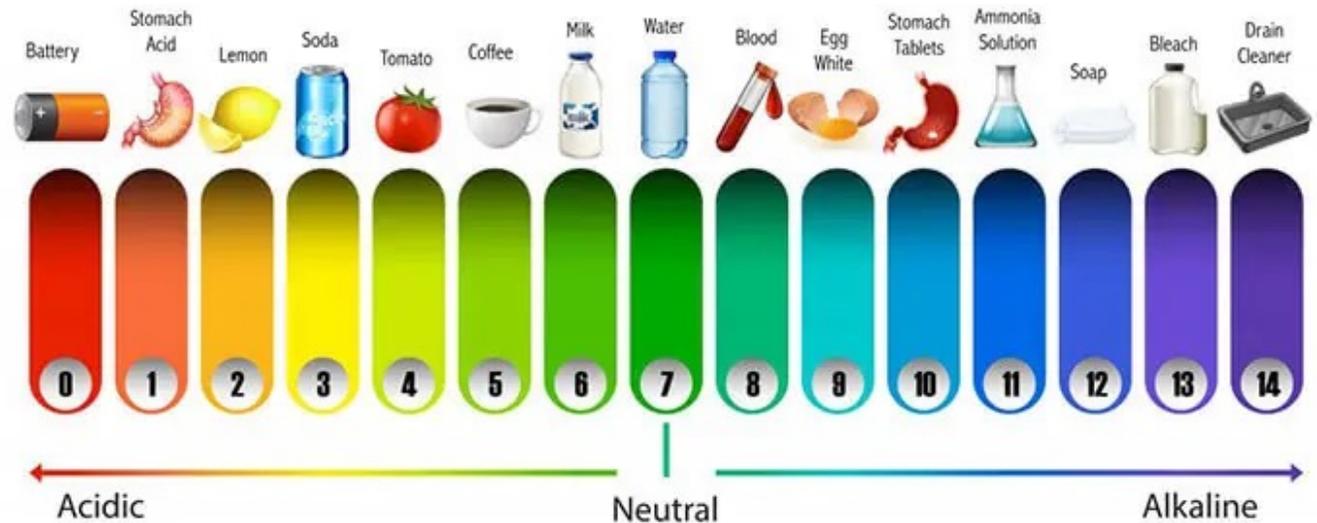
La misura del pH ci dice se la soluzione è acida, basica o neutra...

il pH dell' H_2O pura è 7

il pH delle soluzioni acide è <7

il pH delle soluzioni basiche (o alcaline) è >7

Il valore di pH dei fluidi biologici è molto importante...la concentrazione di ioni H_3O^+ influenza infatti numerosi processi, dal legame dell'ossigeno all'emoglobina al corretto funzionamento degli enzimi



La misura del pH



INDICATORI (In): sono sostanze, generalmente di origine vegetale, che cambiano colore a seconda che si trovino in ambiente acido o basico. Uno dei più comuni è il **tornasole**.



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{InH}]}$$

$$K_{\text{eq}}/[\text{H}^+] = [\text{In}^-]/[\text{InH}]$$

Punto di viraggio: $[\text{In}^-] = [\text{InH}] \rightarrow K_{\text{eq}} = [\text{H}^+] \rightarrow \text{pH} = \text{p}K_{\text{eq}}$

Il $\text{p}K_{\text{eq}}$ corrisponde al pH al quale avviene il viraggio



pHmetro: strumento semplice e di largo impiego in laboratorio che permette una misura rapida e molto accurata del pH

A quale dei seguenti valori di pH si ha la massima concentrazione degli ioni H_3O^+ ?

- A. 6.12
- B. 8.14
- C. 6.6
- D. 3.11
- E. 3.5



Ricordando che il $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, a valori alti di concentrazione corrispondono bassi valori di pH, per cui tra i valori proposti quello più basso corrisponde alla lettera D.

Indicare in quali dei seguenti equilibri l'acqua si comporta da acido:

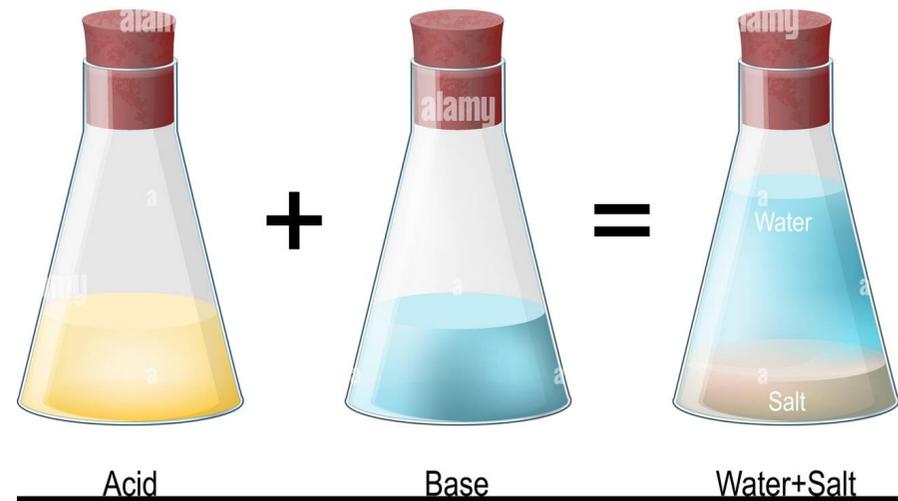
- A, $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$
- B. $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_2\text{CO}_3$
- C. $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$
- D. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$
- E. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$



Reazioni acido-base

Sono reazioni fra una sostanza a carattere **acido** (ossoacidi, idracidi, ossidi acidi) e una sostanza a carattere **basico** (idrossidi, ossidi basici,..). Determinano la formazione di SALI (**salificazione**)

- $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $2\text{HCl} + \text{CaO} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SO}_3 + \text{BaO} = \text{BaSO}_4$
- $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

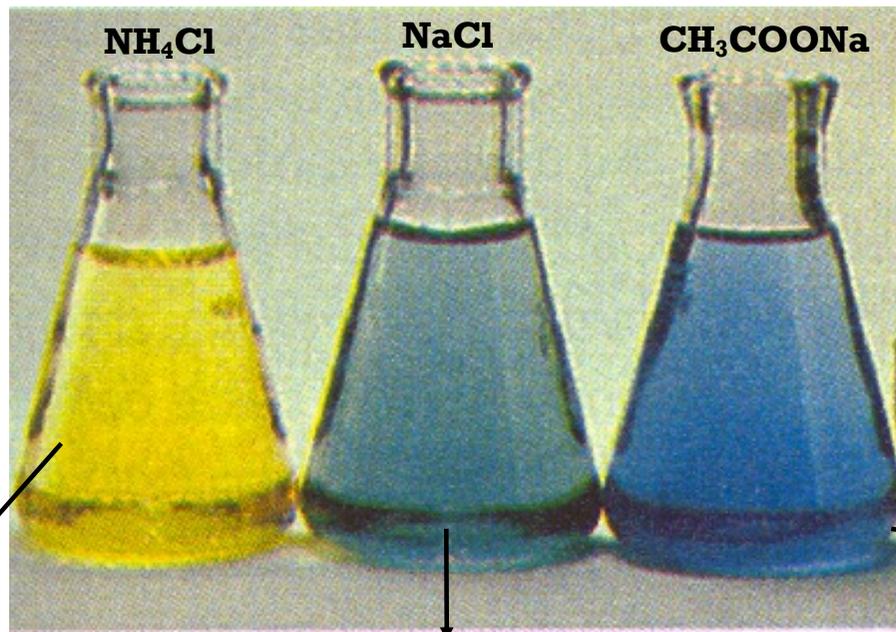


Soluzioni saline

Se si scioglie un sale in H_2O si possono avere effetti diversi sul pH a seconda che il sale fornisca ioni a carattere acido o basico.

I sali formati da acidi forti e basi forti non danno luogo a **idrolisi** perché in soluzione acquosa genera basi debolissime e acidi debolissimi.

I Sali formati da combinazioni di acidi deboli/basi forti, acidi forti/basi deboli o acidi deboli/basi deboli influenzano il pH a causa della reazione di idrolisi



fornisce ioni NH_4^+ , acidi,
dunque $pH < 7$

fornisce ioni che danno acidi e basi talmente deboli che il $pH=7$

fornisce ioni
acetato, basici,
dunque $pH > 7$

Soluzioni saline

Sali di basi forti e acidi forti

- Soluzioni acquose neutre

Sali di basi forti e acidi deboli

- Soluzioni acquose basiche

Sali di basi deboli e acidi forti

- Soluzioni acquose acide

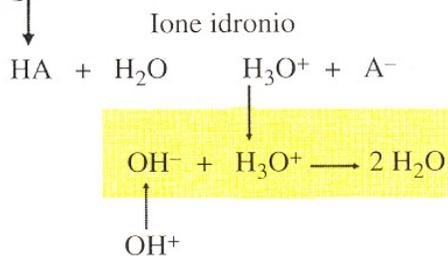
Sali di basi deboli e acidi deboli

- Soluzioni acquose neutre ($K_b \approx K_a$)
- Soluzioni acquose basiche ($K_b > K_a$)
- Soluzioni acquose acide ($K_b < K_a$)

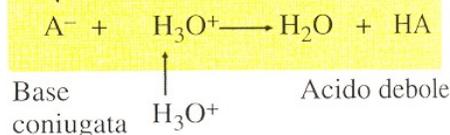
Soluzioni tampone

Una soluzione tampone è una soluzione capace di mantenere inalterato il proprio pH anche dopo l'aggiunta di piccole quantità di acidi o di basi forti.

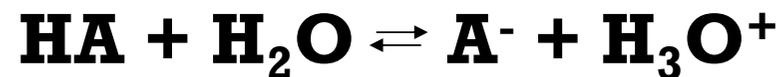
Un tampone è solitamente costituito da un acido debole (o da una base debole) in presenza della propria base coniugata (o acido coniugato)



Aggiunta di base alla soluzione tampone



Aggiunta di acido alla soluzione tampone



L'aggiunta di acido viene neutralizzata dalla base A⁻ generando l'acido debole HA, mentre l'aggiunta di una base verrà neutralizzata dagli ioni H₃O⁺ favorendo la formazione della base coniugata A⁻.

Soluzioni tampone



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

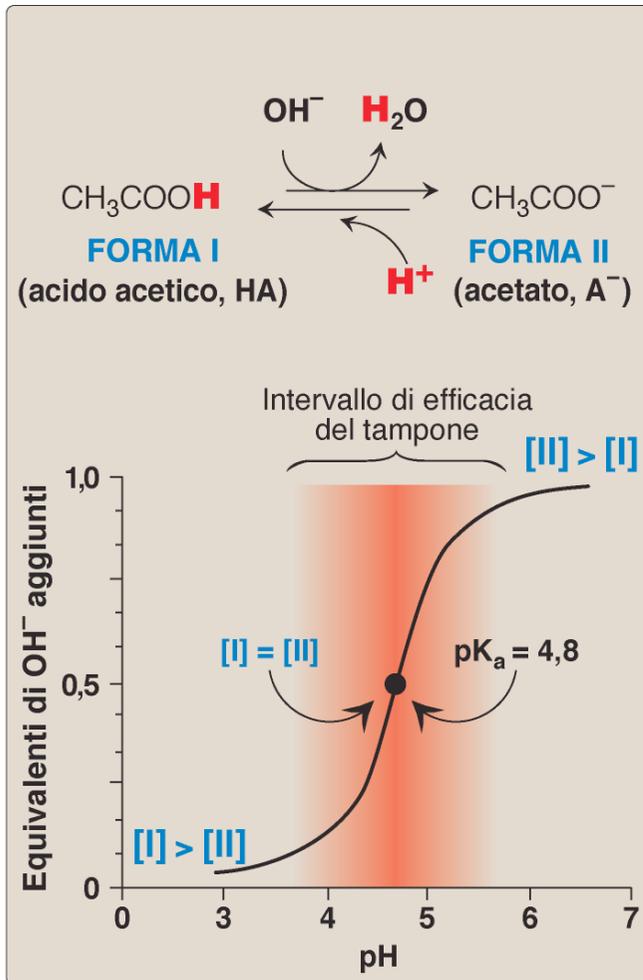
$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Equazione di Henderson-Hasselbach

Accettore
(base coniugata o
base debole)

Donatore
(acido debole o
acido coniugato)



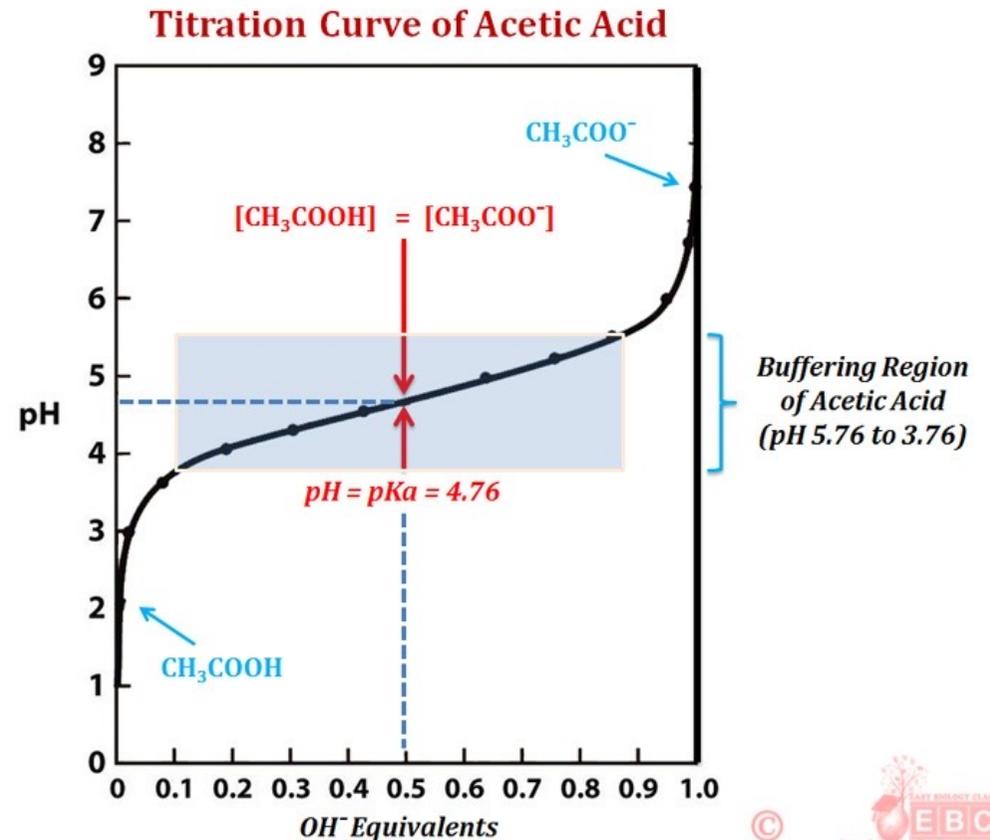
Soluzioni tampone

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acido}]}$$

Il pKa è quel valore di pH al quale la concentrazione dell'acido e della base coniugata sono identiche.

Quando $\text{pH} = \text{pKa}$ la **capacità tamponante** è massima, cioè è massima la quantità di acido o di base che il tampone riesce a neutralizzare senza che il pH cambi sensibilmente.

L'intervallo di tamponamento è compreso fra $\text{pKa} - 1$ ($[\text{base}]/[\text{acido}] = 0.1$) e $\text{pKa} + 1$ ($[\text{base}]/[\text{acido}] = 10$)



I sistemi tampone fisiologici

Sistema acido carbonico/bicarbonato



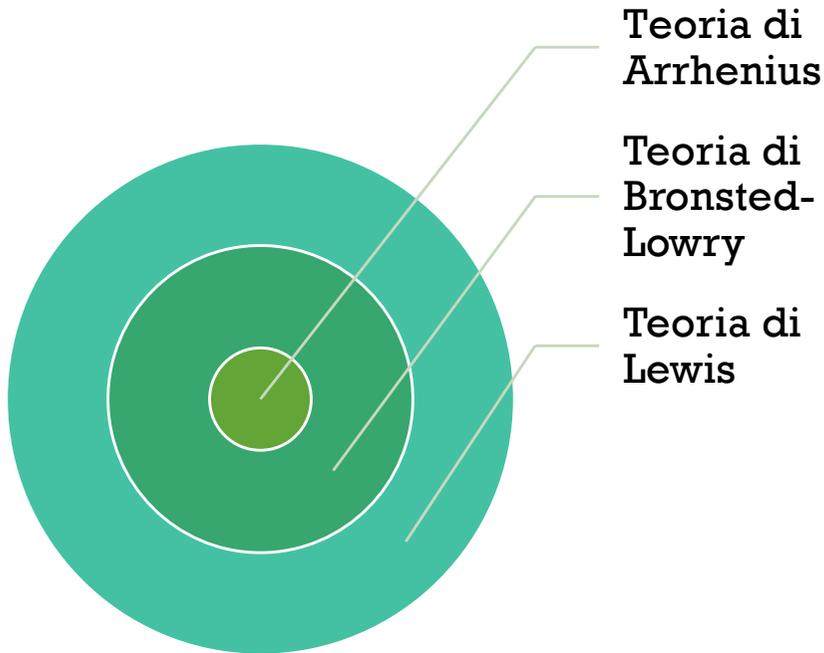
Tampone fosfato



Proprietà tamponanti delle proteine

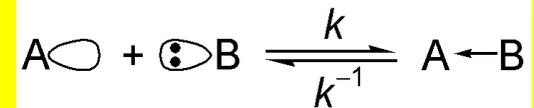
- **Emoglobina**

Acidi e basi secondo Lewis

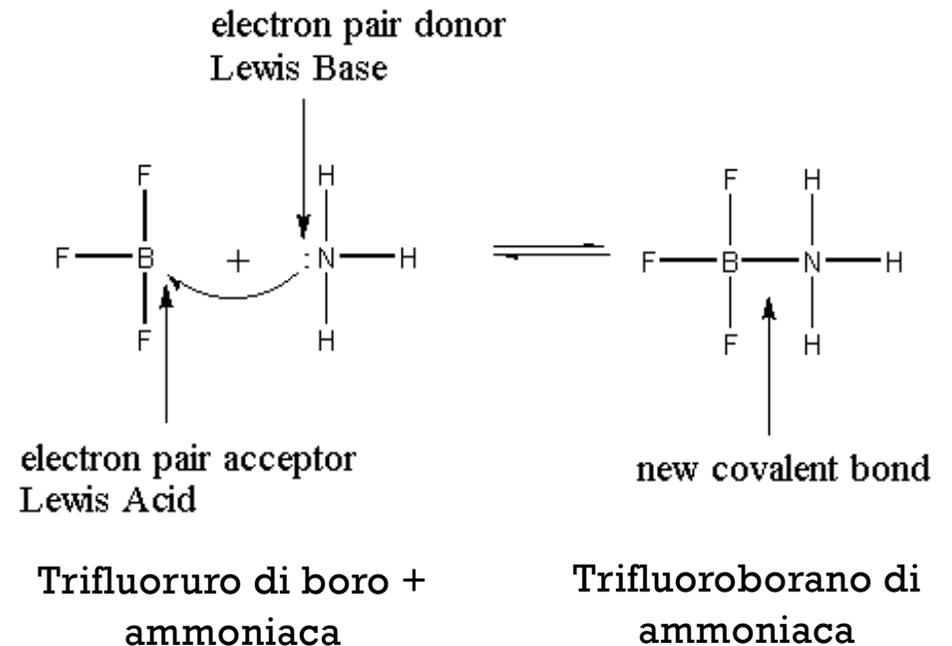


ACIDO → Accettore di un doppietto elettronico

BASE → Donatore di un doppietto elettronico



Nella neutralizzazione di un acido con una base si forma un **LEGAME COVALENTE**, nel quale il doppietto elettronico proviene da un donatore, definito **NUCLEOFILO**, che lo cede ad un accettore, definito **ELETTROFILO**



Il pH di una soluzione contenente acido formico 0,4 M e formiato di sodio 1,0 M è 4,15.

Quale sarà il pH della medesima soluzione se viene diluita di 10 volte?

A) 4,15

B) 5,15

C) 3,15

D) 0,415

E) 4,05

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acido}]}$$

$$4.15 = \text{pK}_a + \log (1/0.4)$$

$$4.15 = \text{pK}_a + 0.398$$

$$\text{pK}_a = 3.752$$

$$\text{pH} = 3.752 + \log (0.1/0.04) = 4.15$$

Medicina 2022

42. Quale sarà la concentrazione molare (M) di una soluzione di $\text{Sr}(\text{OH})_2$ che possiede un pH uguale a 12?

A) 1×10^{-2} M

B) 1×10^{-12} M

C) 5×10^{-3} M

D) 2 M

E) 0,1 M

pH = 12 significa pOH = 2

Quindi $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-2}$ M

Per ogni molecola di idrossido di stronzio che si dissocia si formano 2 ioni OH^- .

Quindi $[\text{Sr}(\text{OH})_2] = 0.5 \times 10^{-2}$ M
 $= 5 \times 10^{-3}$ M

Se un litro di soluzione acquosa di HCl a pH = 4 viene diluito con acqua a 10 litri, il pH della soluzione ottenuta è:

- A. 0.4
- B. 10
- C. 3
- D. 5 
- E. 14

Ricordando che il $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, la concentrazione degli ioni H_3O^+ risulta pari a 10^{-4} . Quando diluiamo a 10 litri, utilizziamo la formula:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

per cui $C_2 = 10^{-5}$ che corrisponde a un $\text{pH} = 5$

Se la soluzione acquosa 0.1 M di una sostanza ha pH = 4.5, la sostanza in soluzione è:

- A. Un acido forte
- B. Un acido debole 
- C. Una sostanza neutra
- D. Una base di Lewis
- E. Una base debole

Poiché il valore del pH è inferiore a 7 sicuramente la sostanza in soluzione è un acido. Per stabilire se si tratta di un acido forte o debole bisogna calcolare la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e verificare se questa risulta uguale alla concentrazione dell'acido, C_A .

Infatti, nel caso di acidi forti, $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_A$, mentre nelle soluzioni di acidi deboli si ha che $[\text{H}_3\text{O}^+] < C_A$.

In questo caso $\text{pH } 4.5 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.2 \times 10^{-5} \text{ M} \ll C_A$

Se si aggiungono 500 mL di una soluzione di H_2SO_4 0,05 M a 500 mL di una soluzione di NaOH 0,08 M quale sarà il pH misurato a 25 °C? (Medicina 2018)

- A) 2,00
- B) 3,50
- C) 7,00
- D) 10,3
- E) 12,0



Volume finale = 1 L

Quindi H_2SO_4 0,025 M finale e NaOH 0.04 M finale

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.025 \times 2 = 0.05 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 0.04 \text{ M}$$

$$0.05 - 0.04 = 0.01 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.01 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 2$$

Tipi di reazioni chimiche

REAZIONI CHE AVVENGONO SENZA VARIAZIONE DEL NUMERO DI OSSIDAZIONE

• **Reazioni acido-base** (o di neutralizzazione): generano un sale



• **Reazioni di doppio-scambio**: almeno uno dei prodotti si allontana dall'ambiente di reazione



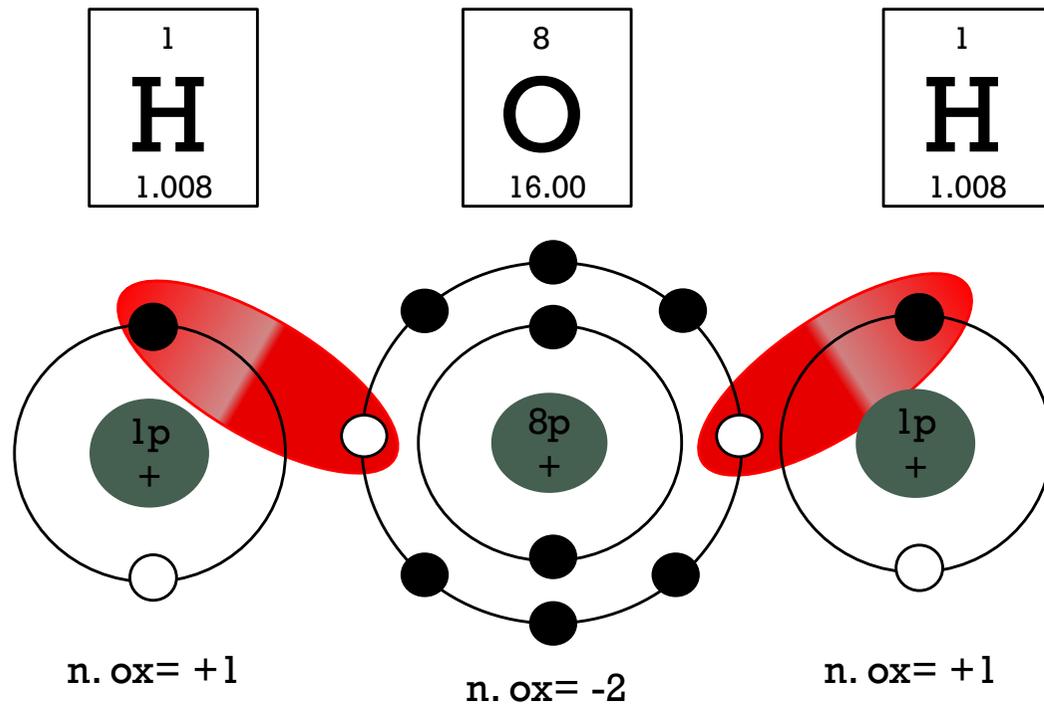
REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE

Comportando variazione del numero di ossidazione.

Un atomo di un dato reagente, detto **riducente**, aumenta il suo numero di ossidazione a spese di un atomo di un altro reagente (detto **ossidante**) che lo diminuisce

Il numero di ossidazione

Che cos'è il numero di ossidazione?



Il **numero di ossidazione** di un atomo in una molecola è la carica che avrebbe se gli elettroni fossero attribuiti all'atomo più elettronegativo.

Il numero di ossidazione

REGOLE PER LA DETERMINAZIONE DEL NUMERO DI OSSIDAZIONE DI UN ELEMENTO IN UN COMPOSTO:

- Il numero di ossidazione di qualunque sostanza allo stato elementare è pari a zero. Es. Cl_2
- La somma dei numeri di ossidazione (positivi e negativi) degli elementi presenti in una molecola neutra deve essere uguale a zero; negli ioni poliatomici, la somma dei numeri di ossidazione deve essere pari alla carica dello ione.
- L'idrogeno ha sempre numero di ossidazione +1, tranne quando è legato ad un elemento meno elettronegativo, come negli idruri ionici, dove ha numero di ossidazione -1
- L'ossigeno ha sempre numero di ossidazione -2, tranne nei perossidi (N.O. -1) e nei composti con il fluoro (N.O. +2)
 - Il fluoro, essendo l'elemento più elettronegativo, ha sempre numero di ossidazione -1
- I metalli alcalini (IA) e alcalino-terrosi (IIA) hanno sempre numero di ossidazione rispettivamente +1 e +2

ESEMPIO: determinazione del numero di ossidazione di: idruro di magnesio MgH_2 e pentossido di bifenosforo (P_2O_5).

Reazioni di ossidoriduzione (redox)

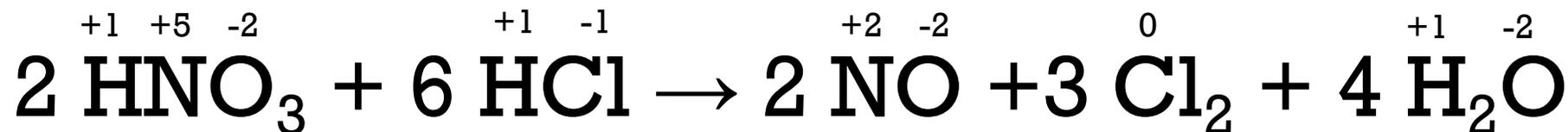
Con il termine di reazioni di ossidoriduzione o reazioni redox si descrivono tutte quelle reazioni chimiche in cui cambia il **numero di ossidazione** degli atomi, cioè tutte le reazioni in cui si ha uno scambio di elettroni da una specie chimica ad un'altra.

Le reazioni di ossidoriduzione sono quelle reazioni in cui si ha uno scambio di elettroni tra due specie chimiche

Quando un elemento in una molecola perde elettroni aumenta il proprio n. di ossidazione quindi si **ossida**;

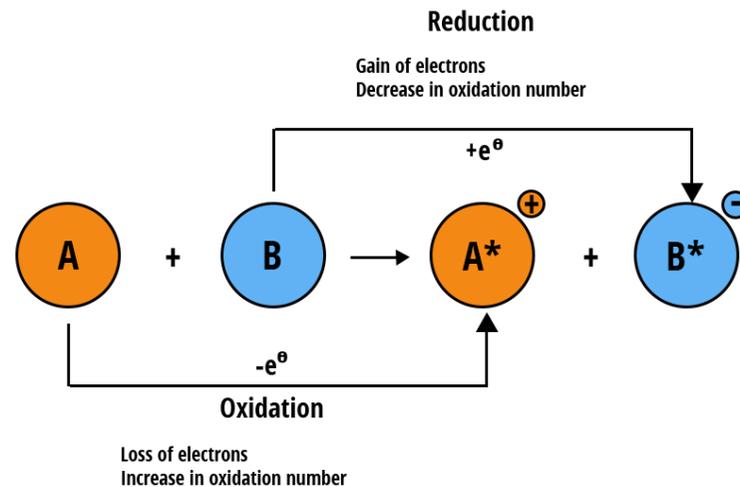
Quando un elemento in una molecola acquista elettroni, riduce il suo numero di ossidazione quindi si **riduce**.

In una reazione redox c'è sempre una molecola che si riduce (ossidante) ed una molecola che si ossida (riducente).



Bilanciamento delle reazioni redox

- ✓ Le reazioni di ossido-riduzione possono essere scritte in **forma molecolare** o in **forma ionica**, scrivendo gli ioni e lasciando in forma non dissociata solo le molecole in cui cambia il numero di ossidazione.
- ✓ In una qualsiasi reazione redox il bilanciamento delle cariche in gioco deve essere uguale a zero.
- ✓ Potendo avvenire sia in ambiente acido sia basico, le reazioni redox vedranno tra i loro prodotti anche ioni H^+ e OH^- , a seconda dei casi.

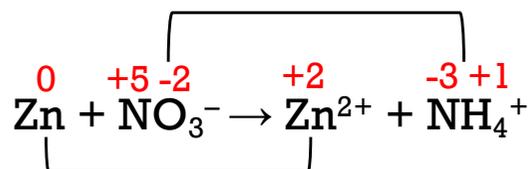


Metodo delle semireazioni: consiste nel considerare e bilanciare separatamente le due reazioni di ossidazione e di riduzione, e infine sommarle, membro a membro, ottenendo il bilanciamento della reazione complessiva.

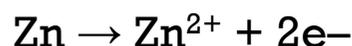
Bilanciamento delle reazioni redox: metodo delle semireazioni

- attribuire i numeri di ossidazione a ciascun elemento;
- separare la reazione in due semireazioni di ossidazione e di riduzione;
- scrivere le due reazioni separate;
- equilibrare tutti gli atomi ad eccezione di O e H;
- per bilanciare l'ossigeno dove manca, aggiungere molecole di H_2O ;
- per bilanciare l'idrogeno dove manca, aggiungerlo sottoforma di ioni H^+ ;
- se la reazione avviene in ambiente basico, per ognuna delle semireazioni, aggiungere a sinistra e a destra tanti OH^- quanti sono gli H^+ presenti nella semireazione, ovvero H_2O , e semplificare con eventuali altre molecole di acqua;
- contare la carica netta a sinistra e a destra di ciascuna semireazione per determinare quanti elettroni sono stati persi e acquistati e aggiungere elettroni dove mancano, per eguagliare quelli ceduti e acquistati;
- se necessario, moltiplicare ciascuna semireazione per un opportuno coefficiente, in modo che sommando le due semireazioni gli elettroni si semplifichino;
- sommare le reazioni;
- semplificare gli elettroni;
- controllare l'equilibrio degli elementi e dalla carica.

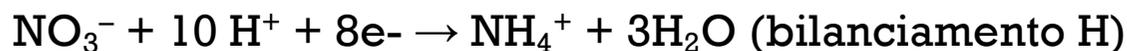
Bilanciamento delle reazioni redox: metodo delle semireazioni



reazione di ossidazione



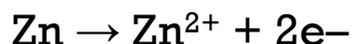
reazione di riduzione



- attribuire i numeri di ossidazione a ciascun elemento;
- separare la reazione in due semireazioni di ossidazione e di riduzione;
- scrivere le due reazioni separate;
- equilibrare tutti gli atomi ad eccezione di O e H;
- per bilanciare l'ossigeno dove manca, aggiungere molecole di H₂O;
- per bilanciare l'idrogeno dove manca, aggiungerlo sotto forma di ioni H⁺;
- se la reazione avviene in ambiente basico, per ognuna delle semireazioni, aggiungere a sinistra e a destra tanti OH⁻ quanti sono gli H⁺ presenti nella semireazione, ovvero H₂O, e semplificare con eventuali altre molecole di acqua;

Bilanciamento delle reazioni redox: metodo delle semireazioni

reazione di ossidazione bilanciata



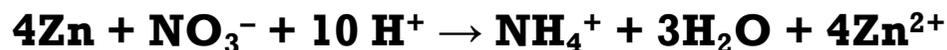
reazione di riduzione bilanciata



bilancio la carica netta:



quindi ottengo:



- contare la carica netta a sinistra e a destra di ciascuna semireazione per determinare quanti elettroni sono stati persi e acquistati e aggiungere elettroni dove mancano, per eguagliare quelli ceduti e acquistati;
- se necessario, moltiplicare ciascuna semireazione per un opportuno coefficiente, in modo che sommando le due semireazioni gli elettroni si semplifichino;
- sommare le reazioni;
- semplificare gli elettroni;
- controllare l'equilibrio degli elementi e dalla carica.

Nella reazione $2 \overset{+5}{\text{HNO}_3} + 3 \overset{-2}{\text{H}_2\text{S}} \rightleftharpoons 2 \overset{+2}{\text{NO}} + 3 \overset{0}{\text{S}} + 4 \text{H}_2\text{O}$ (Medicina 2017):

- A) l'azoto si riduce mentre lo zolfo si ossida ←
- B) l'azoto si ossida mentre lo zolfo si riduce
- C) l'azoto si riduce mentre lo zolfo non cambia numero di ossidazione
- D) l'azoto non cambia numero di ossidazione mentre lo zolfo si ossida
- E) l'azoto e lo zolfo non si ossidano né si riducono

Veterinaria 2016

L'anione dicromato CrO_4^{2-} si trasforma nel catione Cr^{3+} e in questa reazione l'atomo di Cr:

- A) passa da numero di ossidazione +4 a +3 e si riduce
- B) passa da numero di ossidazione -2 a +3 e si ossida
- C) passa da numero di ossidazione +6 a +3 e si riduce
- D) passa da numero di ossidazione -2 a +3 e si riduce
- E) passa da numero di ossidazione +6 a +3 e si ossida

Quale elemento si riduce nella reazione $\text{Zn} + \text{FeCl}_2 \rightleftharpoons \text{ZnCl}_2 + \text{Fe}$?

A) Nessun elemento varia il proprio stato di ossidazione

B) Lo zinco metallico

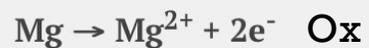
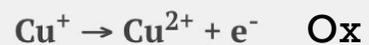
C) Il cloro di FeCl_2

D) Il ferro di FeCl_2

E) Il cloro di ZnCl_2



Quante delle seguenti reazioni sono solo ossidazioni (Ox), quante solo riduzioni (Red),
quante ossidoriduzioni (Redox)?



A) Ox: 2 Red: 1 Redox: 1

B) Ox: 1 Red: 1 Redox: 2

C) Ox: 1 Red: 2 Redox: 1

D) Ox: 2 Red: 1 Redox: 2

E) Ox: 2 Red: 2 Redox: 1

