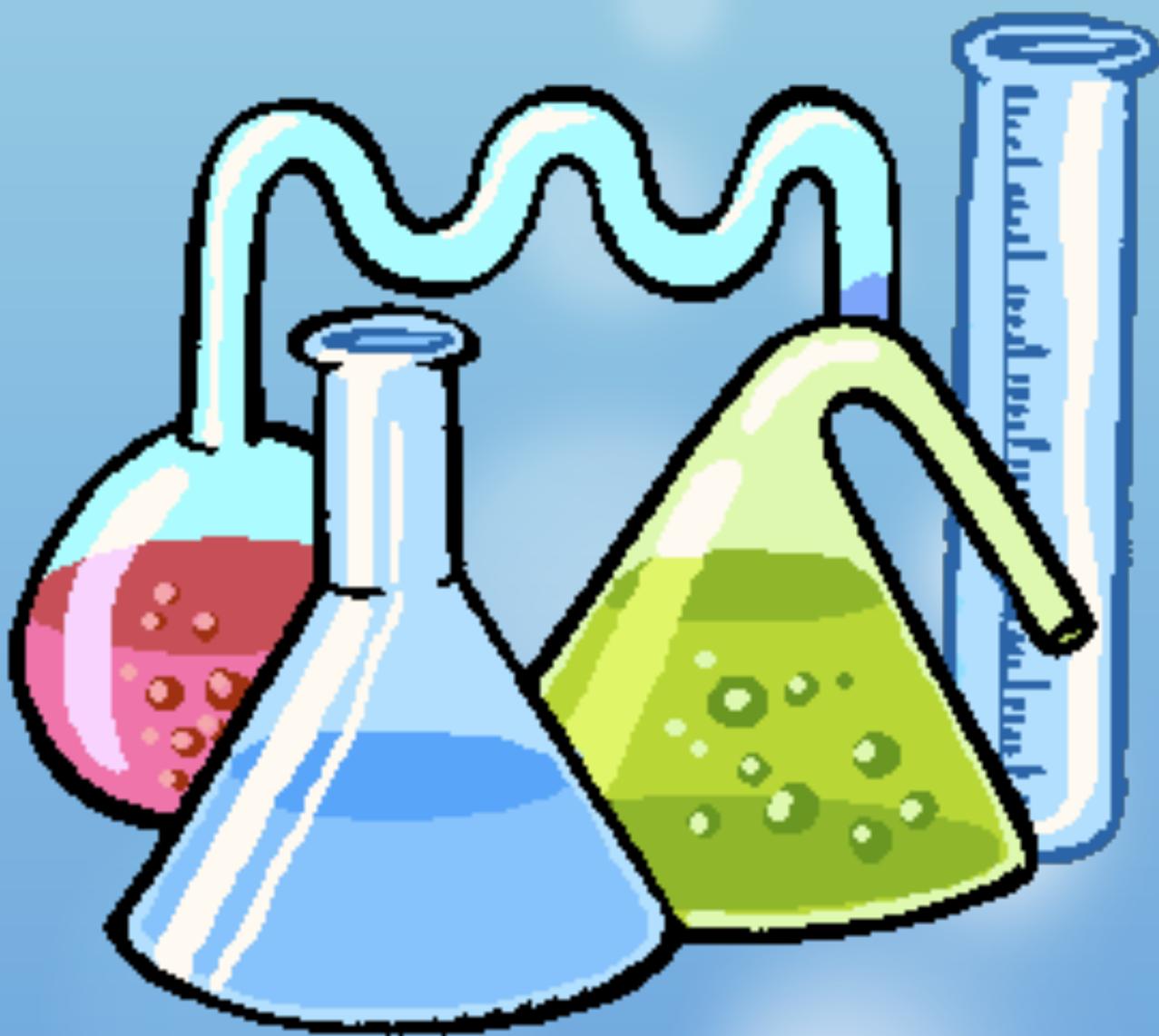


# CHIMICA E LABORATORIO

classe seconda ITT



Dipartimento di Scienze

IIS Primo Levi

## 1. LE SOLUZIONI.

Una **soluzione** è un miscuglio omogeneo di due o più sostanze; le sue proprietà sono costanti in qualunque punto del campione.

Le sostanze componenti sono così finemente disperse che non si distinguono visivamente.

I componenti sono due:

il **solvente** è la sostanza che scioglie, è presente in quantità maggiore, non cambia il proprio stato fisico

il **soluto** è la sostanza che viene sciolta è presente in quantità minore

Esistono diversi tipi di soluzioni:

- **soluzioni gassose**, costituite da miscele di gas miscibili in tutti i rapporti (aria: ossigeno miscelato ad azoto).
- **soluzioni liquide**, costituite da un solvente liquido e da:
  - un soluto gassoso: ossigeno disciolto nell'acqua, acqua gasata (anidride carbonica in acqua)
  - un soluto liquido: vino, birra, liquori, superalcolici (alcol etilico in acqua)
  - un soluto solido: acqua di mare, acqua zuccherata, il plasma (proteine e sali in acqua).
- **soluzioni solide**, costituite da un solvente solido e da:
  - un soluto gassoso: idrogeno disciolto in palladio
  - un soluto solido: tutte le leghe metalliche (ottone, bronzo, acciaio).

### 1.1 SOLUBILITÀ E SATURAZIONE.

La quantità massima di soluto che può sciogliersi in un dato solvente si chiama **solubilità** ed è funzione della struttura chimica dei due composti e della temperatura.

Per soluti solidi e liquidi, un aumento della T aumenta la solubilità.

Per soluti gassosi, un aumento della T diminuisce la solubilità del gas, mentre un aumento della pressione P la aumenta.

Una soluzione è detta **saturo** quando contiene la massima quantità di soluto che il solvente è in grado di sciogliere a quella temperatura; aggiungendo ad una soluzione saturo ulteriore soluto, questo non si scioglie, ma si separa dalla soluzione, precipitando (se è un solido), formando una nuova fase (se è un liquido) o gorgogliando (se è un gas).

### 1.2 CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI.

Per studiare una soluzione abbiamo bisogno di 2 informazioni su di essa:

- la **composizione qualitativa**: qual è il solvente e qual è il soluto
- la **composizione quantitativa**: quanto soluto e quanto solvente sono presenti.

Si definisce **concentrazione** di una soluzione il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di soluzione o solvente.

Poiché esistono varie unità di misura per la quantità di materia, esistono anche varie unità di misura per la concentrazione:

- **percentuale in massa (% m/m)**: grammi di soluto contenuti in 100 g di soluzione.
- **percentuale in volume (% V/V)**: ml di soluto contenuti in 100 ml di soluzione (applicata ai soluti che nel loro stato puro sono liquidi o gassosi).

**molarità (M)**: moli di soluto contenuti in 1 litro di soluzione.  **$M = n(\text{soluto}) / V(\text{soluzione})$**

Esempi di calcoli:

1. Calcola la % m/m di una soluzione che in 200 g contiene 3 g di cloruro di sodio NaCl.

$$\% \text{ m/m} = \frac{3 \text{ g}}{200 \text{ g}} \times 100 = 1,5 \%$$

2. Calcola quanti ml di alcol sono contenuti in un boccale di birra da 400 ml al 5 % V/V.

$$5 \% \text{ V/V} = \frac{x \text{ ml}}{400 \text{ ml}} \times 100 \qquad x = \frac{5 \times 400}{100} = 20 \text{ ml di alcol}$$

3. Calcola la molarità M di una soluzione che in 50 ml contiene 10 g di NaOH.

Si calcola prima la MM di NaOH:  $MM_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$

Si ricava il numero di moli corrispondenti:

$$n = \frac{10 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol}$$

Si calcola la molarità:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,5 \text{ l}} = 0,5 \text{ mol/l}$$

### 1.3 PROPRIETÀ DELLE SOLUZIONI.

Un soluto sciolto in un solvente modifica le proprietà fisiche del solvente.

La soluzione risultante presenta alcune caratteristiche differenti dal solvente puro:

- **l'innalzamento ebullioscopico:** la temperatura di ebollizione di una soluzione è maggiore rispetto a quella del solvente puro (l'acqua bolle a 100°C, una soluzione di acqua e sale bolle a T maggiori)
- **l'abbassamento crioscopico:** la temperatura di fusione (di congelamento) di una soluzione è minore di quella del solvente puro (l'acqua fonde a 0°C, una soluzione di acqua e sale fonde a T minori)

L'entità di queste variazioni dipende dal numero di particelle di soluto e non dal tipo di soluto.

ESERCIZI:

1. Identifica il soluto, il solvente e lo stato fisico di ciascuna delle seguenti soluzioni:
  - a) cloro sciolto in acqua di una piscina
  - b) aceto (5% acido acetico e 95% acqua)
  - c) ottone (60% rame e 40% zinco)
  - d) birra a 5° alcolici (5% V/V)
2. Calcola quanti g di zucchero occorrono per preparare 500 g di soluzione al 20 % m/m.
3. La dose massima giornaliera di alcol consentita è di 55 ml. 150 ml di whisky al 42 % V/V supera la dose consigliata?
4. Calcola la molarità M di una soluzione ottenuta sciogliendo 20 g di bromuro di magnesio MgBr in 250 ml di soluzione.
5. Calcola quanti g di idrossido di potassio KOH sono disciolti in 200 ml di una soluzione 0,108 M.

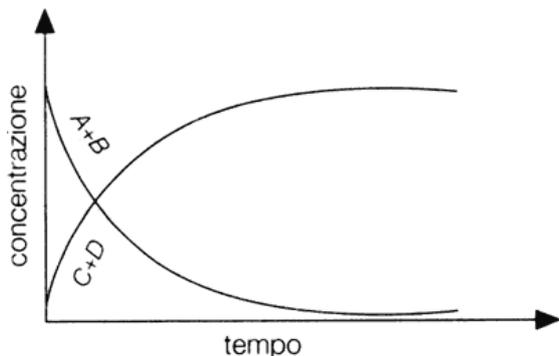
QUESITI:

1. A proposito della solubilità dei gas, c'è più "vita" nei mari caldi o nei mari freddi?
2. Perché d'inverno si sparge il sale sul ghiaccio?
3. A - 18°C una bottiglia di birra ghiaccia e può addirittura rompersi, mentre il limoncello viene tenuto tranquillamente nel freezer: perché?
4. Il liquido contenuto nella vaschetta lavacrystalli è costituito da glicole etilenico e acqua: perché?

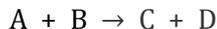
## 2. CINETICA CHIMICA.

La cinetica chimica studia la velocità con cui procedono le reazioni chimiche.

$$\text{velocità di reazione} = \frac{\text{variazione di concentrazione}}{\text{intervallo di tempo}}$$



Data la generica reazione:



dove A e B sono i reagenti e C e D sono i prodotti, la variazione di concentrazione è rappresentata in Fig. 1.

Dal grafico si ricava che durante la reazione la concentrazione dei reagenti diminuisce (si consumano), mentre quella dei prodotti aumenta.

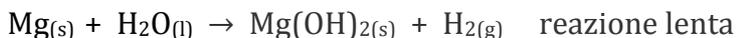
Fig. 1

### 2.1 FATTORI CHE INFLUISCONO SULLA VELOCITÀ DI REAZIONE.

Affinché una reazione avvenga, i reagenti devono essere messi a contatto tra loro e le loro particelle devono urtarsi efficacemente. La velocità con cui tali urti avvengono dipende da alcuni fattori.

#### 1. Natura dei reagenti.

La velocità di reazione dipende dal tipo di reagente. Per esempio, il calcio reagisce rapidamente con l'acqua, mentre un altro metallo, il magnesio, reagisce molto più lentamente:



La reazione è la stessa, ma la reattività dei due metalli con l'acqua è diversa.

#### 2. Concentrazione dei reagenti (pressione in caso di gas).

Se la concentrazione di uno dei reagenti aumenta, aumenta anche la velocità di reazione, perché ci sono più particelle che si urtano per unità di tempo.

Analogamente per un gas, se la pressione aumenta le particelle sono più vicine e cresce la probabilità che si urtino, con conseguente aumento della velocità di reazione.

#### 3. Temperatura.

Se la temperatura aumenta, aumenta l'energia cinetica delle particelle che si urteranno con maggior frequenza, aumentando così la velocità di reazione.

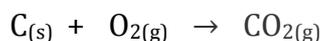
Al contrario, se la T diminuisce, la reazione rallenta.

(per conservare gli alimenti, infatti, si ricorre alla refrigerazione, che abbassa la velocità delle reazioni di decomposizione e preserva i prodotti per un periodo di tempo più lungo)

#### 4. Superficie di contatto.

Se uno dei reagenti è solido, le particelle che si trovano in superficie sono esposte all'ambiente di reazione, per cui quanto più fini sono le particelle solide, tanto maggiore è la superficie esposta e più rapida è la reazione.

Per esempio, il carbonio, solido, reagisce più rapidamente con l'ossigeno dell'aria se è presente sotto forma di polvere o di piccoli frammenti:



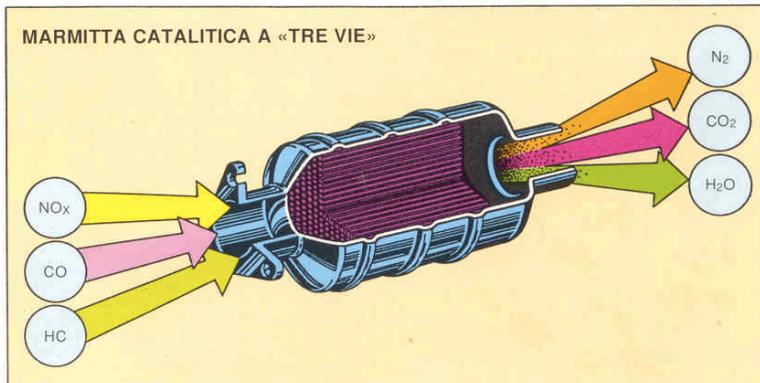
(da ciò deriva la pericolosità, nelle miniere di carbone, delle polveri finemente suddivise, che possono portare a una vera e propria esplosione allo scoccare di una scintilla)

## 5. La catalisi.

Aumentare la temperatura di reazione è il modo più semplice per velocizzare una reazione, ma non sempre è conveniente (alti costi energetici, reazioni indesiderate, ecc.).

La **catalisi** è un *fenomeno chimico-fisico* per cui particolari sostanze, dette **catalizzatori**, provocano, anche se presenti in quantità minime, un aumento della velocità di una reazione, senza apparentemente prendervi parte e senza consumarsi (NON sono dei reagenti).

Un'applicazione della catalisi è la **marmitta catalitica** (non è un semplice filtro!) (Fig. 2)



La marmitta catalitica, a differenza della tradizionale marmitta, è un dispositivo fisico-chimico che opera la degradazione delle sostanze inquinanti della combustione.

Il catalizzatore è costituito da platino o rodio su un supporto di materiale ceramico a nido d'ape.

Il catalizzatore rende rapide le trasformazioni dei gas inquinanti in gas meno nocivi (vapore acqueo, anidride carbonica e azoto molecolare).

Fig. 2

### QUESITI:

1. Come mai i moderni silos, adoperati per immagazzinare cereali, presentano un'atmosfera modificata con gas inerti, come l'azoto, al posto dell'ossigeno?
2. Nella nostra saliva sono presenti degli enzimi come la ptialina e l'amilasi che iniziano la digestione degli amidi scindendoli in molecole più piccole. Perché è importante la masticazione per agevolare la loro azione?

## 3. ACIDI E BASI.

Alcune sostanze, sciolte in acqua, conducono la corrente elettrica: sono dette **elettroliti**.

Un **elettrolita** è una sostanza che in acqua si dissocia, dando luogo alla formazione di ioni positivi (**cationi**) e ioni negativi (**anioni**).

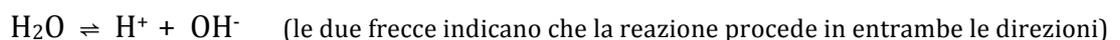
Esempi:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$   
 $\text{FeBr}_2 \rightarrow \text{Fe}^{++} + 2 \text{Br}^-$

Lo zucchero non è un elettrolita, perché le sue molecole in acqua non si dissociano.

### 3.1 LA IONIZZAZIONE DELL'ACQUA.

L'acqua pura allo stato liquido ha una debolissima tendenza a dissociarsi: una molecola su 18 milioni si scinde in ioni **H<sup>+</sup>** (**idrogenione**) e **OH<sup>-</sup>** (ione **ossidrile**).

La reazione è la seguente:



Nell'acqua pura gli idrogenioni e gli ossidrioni sono presenti alla stessa concentrazione:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

(la parentesi quadra si legge "concentrazione di")

ma questa può cambiare se all'acqua pura si aggiunge una sostanza che si dissocia. Alcuni soluti, infatti, possono cedere ioni H<sup>+</sup> mentre altri possono liberare ioni OH<sup>-</sup>.

### 3.2 ACIDI E BASI.

Un **acido** è una sostanza che, in soluzione acquosa, si dissocia liberando ioni  $\text{H}^+$ :



Una **base** è una sostanza che, in soluzione acquosa, si dissocia liberando ioni  $\text{OH}^-$ :



#### PROPRIETÀ DEGLI ACIDI.

- Hanno un sapore aspro (acido citrico del limone, acido acetico dell'aceto)
- Hanno la proprietà di "far cambiare colore" ad altre sostanze (succo di limone nel tè)
- Reagiscono con numerosi metalli
- Hanno la capacità di "neutralizzare" gli effetti delle basi

#### PROPRIETÀ DELLE BASI.

- Hanno un sapore amaro (prodotti non commestibili)
- Danno una sensazione saponosa sulla pelle
- Hanno la proprietà di "far cambiare colore" ad altre sostanze
- Hanno la capacità di "neutralizzare" gli effetti degli acidi

### 3.3 IL pH.

L'acqua pura, avendo una concentrazione di ioni  $\text{H}^+$  uguale a quella degli ioni  $\text{OH}^-$ , può essere definita **neutra**.

Quando, però, si aggiunge un acido o una base, l'uguaglianza  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$  non è più valida e la soluzione non può più essere definita neutra.

Se  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  ovvero  $[\text{H}^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$  la soluzione è **ACIDA**.

Se  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  ovvero  $[\text{H}^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$  la soluzione è **BASICA**.

Il grado di **acidità** si misura tramite un operatore matematico, il pH, che permette di adoperare numeri semplici e di immediata lettura.

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

si definisce pH il logaritmo negativo della concentrazione dello ione  $\text{H}^+$

Quando la  $[\text{H}^+]$  è espressa semplicemente dalla potenza di 10 preceduta dall'unità, il pH è dato dal valore dell'esponente cambiato di segno.

Esempi:  $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$  si ha  $\text{pH} = 5$   $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$  si ha  $\text{pH} = 9$

Si può allora costruire una scala di acidità secondo i valori del pH, che va da 0 (massima acidità  $[\text{H}^+] = 1 \text{ M}$ ) a 14 (massima basicità  $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ M}$ ).



Fig. 3

#### QUESITI:

1. Calcola i valori di  $\text{H}^+$  dei seguenti prodotti per l'igiene di cui si conosce il pH:
  - a) shampoo  $\text{pH} = 6$
  - b) balsamo  $\text{pH} = 8$
2. Una bibita gasata ha  $[\text{H}^+] = 0,001 \text{ M}$ , quale valore di pH ha?
3. Qual è il pH dell'acqua pura?

## 4. ELETTROCHIMICA.

Molte reazioni chimiche che avvengono nei processi industriali sono reazioni di **ossidoriduzione**. Esempi: l'estrazione del ferro dai suoi minerali, la produzione di alluminio e di rame, le operazioni di cromatura e di argentatura nelle industrie galvaniche.

Anche molti processi naturali si basano su reazioni ossidoriduttive: la respirazione e la fotosintesi negli organismi viventi, la corrosione dei metalli, la combustione.

### 4.1 LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE.

Sono reazioni che implicano un trasferimento di elettroni.

**Ossidazione:** semireazione in cui una specie chimica perde elettroni

**Riduzione:** semireazione in cui una specie chimica acquista elettroni

Un'ossidazione avviene sempre contemporaneamente ad una riduzione, perché una sostanza non può cedere elettroni se non vi è la presenza di un'altra sostanza in grado di accettarli.

In una red-ox si distinguono l'ossidante e il riducente.

#### OSSIDANTE

specie chimica che determina l'ossidazione  
si riduce acquistando elettroni

#### RIDUCENTE

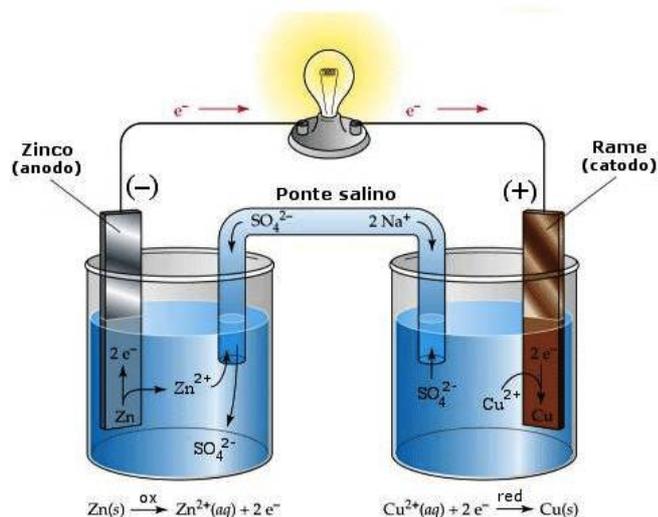
specie chimica che determina la riduzione  
si ossida perdendo elettroni

### 4.2 LE PILE (O CELLE ELETTROCHIMICHE).

Sono dispositivi nei quali si ottiene **una corrente elettrica mediante una reazione chimica red-ox**.

Nei suoi elementi essenziali, una pila è costituita da:

<p><b>ANODO</b> POLO NEGATIVO (-) elettrodo al quale avviene l'<b>ossidazione</b></p>	<p><b>SEMICELLA ANODICA</b> (a sinistra in figura) lamina di metallo che si ossida immersa in una soluzione dei suoi ioni (in figura Zn in solfato di zinco)</p>
<p><b>CATODO</b> POLO POSITIVO (+) elettrodo al quale avviene la <b>riduzione</b></p>	<p><b>SEMICELLA CATODICA</b> (a destra in figura) lamina di metallo che si riduce immersa in una soluzione dei suoi ioni (in figura Cu in solfato rameico)</p>



Le due semicelle sono collegate da un ponte salino che, assicurando l'elettroneutralità del sistema, chiude il circuito.

La corrente elettrica è generata dal **flusso di elettroni** esterno che va dall'anodo (riducente) al catodo (ossidante).

L'**anodo**, in seguito al processo di ossidazione **si corrode**.

Il **catodo**, in seguito al processo di riduzione, **aumenta di massa**.

In una pila, tra i due elettrodi, esiste una **differenza di potenziale (d.d.p.)** che permette il flusso spontaneo degli elettroni durante il suo funzionamento.

La differenza di potenziale elettrico è chiamata **forza elettromotrice (FEM)** o **vtaggio** ed è misurata in volt.

*La forza elettromotrice di una pila è uguale alla differenza tra il potenziale elettrico della semicella catodica e il potenziale elettrico della semicella anodica.*

$$FEM = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$$

Per convenzione, i valori dei potenziali di semicella sono tutti tabulati nel senso di una riduzione. Conoscendo tali valori è possibile:

- individuare quale tra le due coppie di una pila si comporta da anodo (potenziale minore) e quale da catodo (potenziale maggiore);
- calcolare la FEM di una pila (potenziale maggiore – potenziale minore).

ESEMPIO:

Date le semicelle  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  e  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$  con i relativi potenziali  $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,80 \text{ V}$  e  $E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 \text{ V}$ , determinare quali sono il catodo e l'anodo della pila e calcolare la FEM.

La semicella ad argento ha il potenziale maggiore, per cui si comporta da catodo, mentre la semicella a piombo ha il potenziale minore e si comporta da anodo.

$$\text{La FEM} = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}} = +0,80 - (-0,13) = +0,93 \text{ V}$$

### 4.3 L'ELETTROLISI.

È il processo inverso alla pila: consiste nel **trasformare l'energia elettrica**, fornita da una sorgente esterna, **in energia chimica**.

In pratica, permette di **provocare reazioni chimiche grazie al passaggio di corrente elettrica** attraverso soluzioni di elettroliti o di elettroliti fusi.

#### ELETTROLISI DEL CLORURO DI SODIO FUSO

Un generatore di corrente continua è connesso a due elettrodi inerti, immersi in cloruro di sodio fuso contenuto in un'unica cella.

Il cloruro di sodio fuso contiene ioni sodio  $\text{Na}^+$  e ioni cloruro  $\text{Cl}^-$ .

Al passaggio della corrente elettrica accade ciò:

**ANODO (polo positivo)**: attrae gli ioni negativi  $\text{Cl}^-$  che **si ossidano** a cloro gassoso.

**CATODO (polo negativo)**: attrae gli ioni positivi  $\text{Na}^+$ , che **si riducono** a sodio metallico.



QUESITI:

1. Individua l'anodo e calcola la corrispondente FEM in ciascuna delle seguenti pile:
  - a)  $E_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1,66 \text{ V}$  e  $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 \text{ V}$
  - b)  $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ V}$  e  $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ V}$
2. In una cella elettrolitica, a quale elettrodo si verifica l'ossidazione? Che segno ha?
3. In una cella elettrochimica, a quale elettrodo si verifica l'ossidazione? Che segno ha?
4. Facendo l'elettrolisi del bromuro di potassio (KBr), che cosa si ottiene al catodo?