

GRANDEZZE FISICHE: SIMBOLI E UNITÀ DI MISURA

Simbolo	Grandezza fisica	Unità SI
e	carica elementare	C
F	forza	N
G	energia libera di Gibbs	J
h	altezza	m
H	entalpia	J
I	energia di ionizzazione	$\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$ ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
	intensità di corrente (elettrica)	A ($\text{C}\cdot\text{s}^{-1}$)
i	fattore i	—
[J]	molarità	$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, M
k	costante cinetica	(dipende dall'ordine)
	costante di disintegrazione	s^{-1}
k_b	costante ebullioscopica	$\text{K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$
k_f	costante crioscopica	$\text{K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$
k_H	costante della legge di Henry	$\text{atm}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$
K	costante di equilibrio	—
K_a	costante di acidità	—
K_b	costante di basicità	—
K_c	costante di equilibrio	—
K_f	costante di formazione	—
K_M	costante di Michaelis	$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$
K_p	costante di equilibrio	—
K_{ps}	prodotto di solubilità	—
K_w	costante di autoprotolisi dell'acqua	—
l, L	lunghezza	m
m	massa	kg
M	massa molare	$\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$ ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
N	numero di entità	—
n	quantità di sostanza	mol

Ogni grandezza fisica è associata a un **simbolo**, in corsivo o in lettera dell'alfabeto greco.

La tabella riporta alcuni dei simboli usati in Chimica e Fisica e le corrispondenti unità

GRANDEZZE FISICHE: SIMBOLI E UNITÀ DI MISURA

I simboli si possono modificare accompagnandovi pedici, come si mette in evidenza nella tabella

Tabella 2 Pedici dei simboli

Pedice	Significato	Esempio (unità)
a	acido	costante di acidità, K_a
amb	ambiente	variazione entropica dell'ambiente, ΔS_{amb} ($J \cdot K^{-1}$)
b	base	costante di basicità, K_b
B	ebollizione	temperatura di ebollizione, T_b (K)
B	legame	entalpia di legame, ΔH_B ($kJ \cdot mol^{-1}$)
legame	legame	energia di legame, E_{legame} (eV)
c	concentrazione	costante di equilibrio, K_c
c	combustione	entalpia di combustione, ΔH_c ($kJ \cdot mol^{-1}$)
c	critica	temperatura critica, T_c (K)
e	non espansivo	lavoro elettrico, w_e (J)
f	formazione	entalpia di formazione, ΔH_f ($kJ \cdot mol^{-1}$)
f		costante di formazione, K_f
f	congelamento	temperatura di congelamento, T_f (K)
fus	fusione	entalpia di fusione, ΔH_{fus} ($kJ \cdot mol^{-1}$)
H	Henry	costante di Henry, k_H
In	indicatore	costante dell'indicatore, K_{In}

UNITÀ DI MISURA SI

(Sistema Internazionale di Unità)

Systeme International (SI) è una forma internazionalmente accettata del sistema metrico.

Definisce sette unità di misura fondamentali, sulla base delle quali è possibile esprimere tutte le grandezze fisiche

Massa	chilogrammo	kg
Lunghezza	metro	m
Tempo	secondo	s
Temperatura	kelvin	K
Quantità di sostanza	mole	mol
Corrente elettrica	ampere	A
Intensità luminosa	candela	cd

PREFISSI

Qualsiasi unità di misura può essere modificata da uno dei prefissi sotto elencati che denotano **moltiplicazione o divisione per una potenza di 10** dell'unità stessa.

Ad esempio, $1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m}$ e $1 \text{ MK} = 10^6 \text{ K}$

tera-	T	10^{12}
giga-	G	10^9
mega-	M	10^6
kilo-	k	10^3
deci-	d	10^{-1}
centi-	c	10^{-2}
milli-	m	10^{-3}
micro-	μ	10^{-6}
nano-	n	10^{-9}
pico-	p	10^{-12}
femto-	f	10^{-15}

UNITA' DI MISURA DERIVATE

Le unità **derivate** sono combinazioni di quelle fondamentali (vedi tabella sotto riportata).

I nomi delle unità che derivano da nomi propri di persona iniziano tutti con la lettera minuscola, mentre l'iniziale o il simbolo della loro abbreviazione è riportata con la maiuscola

Unità di misura derivate con denominazione speciale

Grandezza fisica	Nome dell'unità	Simbolo	Definizione
Carica elettrica	coulomb	C	A·s
Dose assorbita	gray	Gy	J·kg ⁻¹
Dose equivalente	sievert	Sv	J·kg ⁻¹
Energia	joule	J	N·m, kg·m ² ·s ⁻²
Forza	newton	N	kg·m·s ⁻²
Frequenza	hertz	Hz	s ⁻¹
Potenza	watt	W	J·s ⁻¹
Potenziale elettrico	volt	V	J·C ⁻¹
Pressione	pascal	Pa	N·m ⁻² , kg·m ⁻¹ ·s ⁻²
Volume	litro	L	dm ³

I NUMERI QUALI RISULTATO DI MISURE

Un **numero esatto** ha un valore a cui non è associata nessuna incertezza ed è, quindi, conosciuto esattamente. I numeri esatti si ritrovano nelle definizioni, nel contare e nelle frazioni semplici (per esempio, $1/3$, $3/5$, o $5/9$).

Un **numero approssimato** ha un valore a cui è associato un certo grado di incertezza.

I numeri approssimati si ottengono ogni volta che si esegue una misura.

E' IMPOSSIBILE eseguire una misura esatta; un certo grado di incertezza sarà sempre presente.

ACCURATEZZA E PRECISIONE: DEFINIZIONE

Due grandezze fondamentali relative all'incertezza associata ai valori sperimentali misurati sono **la precisione** e **l'accuratezza**.

Sebbene questi termini siano usati molte volte in modo intercambiabile in discussioni non scientifiche, essi hanno significati ben distinti in Chimica Analitica.

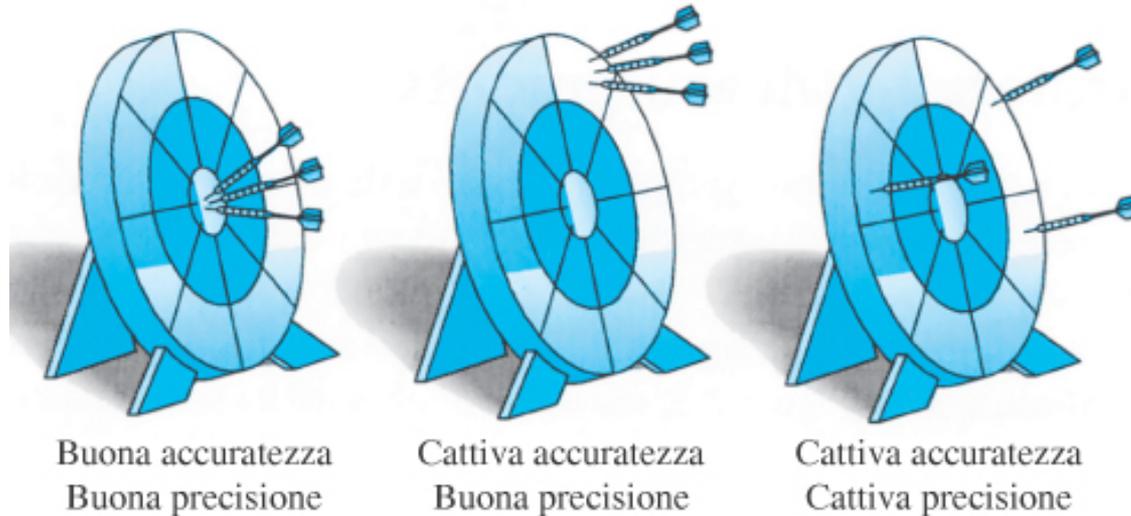
La **precisione** si riferisce a quanto sono vicine tra di loro misure effettuate sullo stesso oggetto; non è corretto, quindi, parlare di precisione di una singola misura fatta su un oggetto.

L'**accuratezza** si riferisce a quanto vicino una misura (o la media di più misure) risulta rispetto al valore “vero” o accettato come vero.

ACCURATEZZA E PRECISIONE: CONCETTI BASE

L'esempio del lancio di dardi contro un bersaglio illustra la differenza tra queste due grandezze.

L'accuratezza si riferisce a quanto vicino i dardi sono al centro del bersaglio. La precisione si riferisce a quanto vicino i dardi sono tra di loro.



Un metodo analitico può essere PRECISO ma NON ACCURATO e (meno probabilmente) ACCURATO ma NON PRECISO

Esempi di ACCURATEZZA E PRECISIONE

Esercizio

Due squadre di tre studenti contano entrambe il numero di persone che entrano attraverso l'ingresso principale di uno stadio di calcio in periodo di tempo di 5 min subito prima del calcio d'inizio della partita.

I loro risultati individuali e quelli della squadra sono i seguenti:

Squadra A

Luca: 577 persone

Michele: 579 persone

Angela: 581 persone

Squadra B

Laura: 577

Carlo 585: persone

Giovanni: 593 persone

Un contatore elettronico indica che 581 persone sono passate dall'ingresso principale in quel periodo di tempo.

- a) Quale persona ha effettuato il conteggio più accurato?
- b) Quale squadra ha effettuato il conteggio più accurato?
- c) Quale persona ha effettuato il conteggio più preciso?
- d) Quale squadra ha effettuato il conteggio più preciso?

Squadra A

Luca: 577 persone

Michele: 579 persone

Angela: 581 persone

Squadra B

Laura: 577

Carlo 585: persone

Giovanni: 593 persone

Soluzione

- a) il conteggio di Angela è il più accurato perché uguale a quello elettronico
- b) La media dei conteggi della squadra A di 579 è quella più vicina a 581 rispetto al valore medio di 585 per la squadra B. Quindi, la squadra A ha fatto il conteggio più accurato
- c) Dato che ogni persona ha fatto un solo conteggio, la valutazione della precisione non può essere effettuata.
- d) L'intervallo di conteggio della squadra A va da un valore più alto di 581 ad uno più basso di 577, con una variazione di 4. L'intervallo di conteggio della squadra B va da un valore più alto di 593 ad uno più basso di 577, con una variazione di 16. La variazione più piccola risulta per la squadra A che effettua un conteggio più preciso.

ERRORI SISTEMATICI E CASUALI (RANDOM)

Gli errori nelle misure possono essere classificati in errori random ed errori sistematici.

Gli **errori casuali** sono causati da variabili non controllabili presenti in un esperimento. Tali errori danno valori sperimentali che fluttuano intorno ai valori veri in positivo e in negativo.

Gli errori casuali influenzano la **precisione** delle misure analitiche.

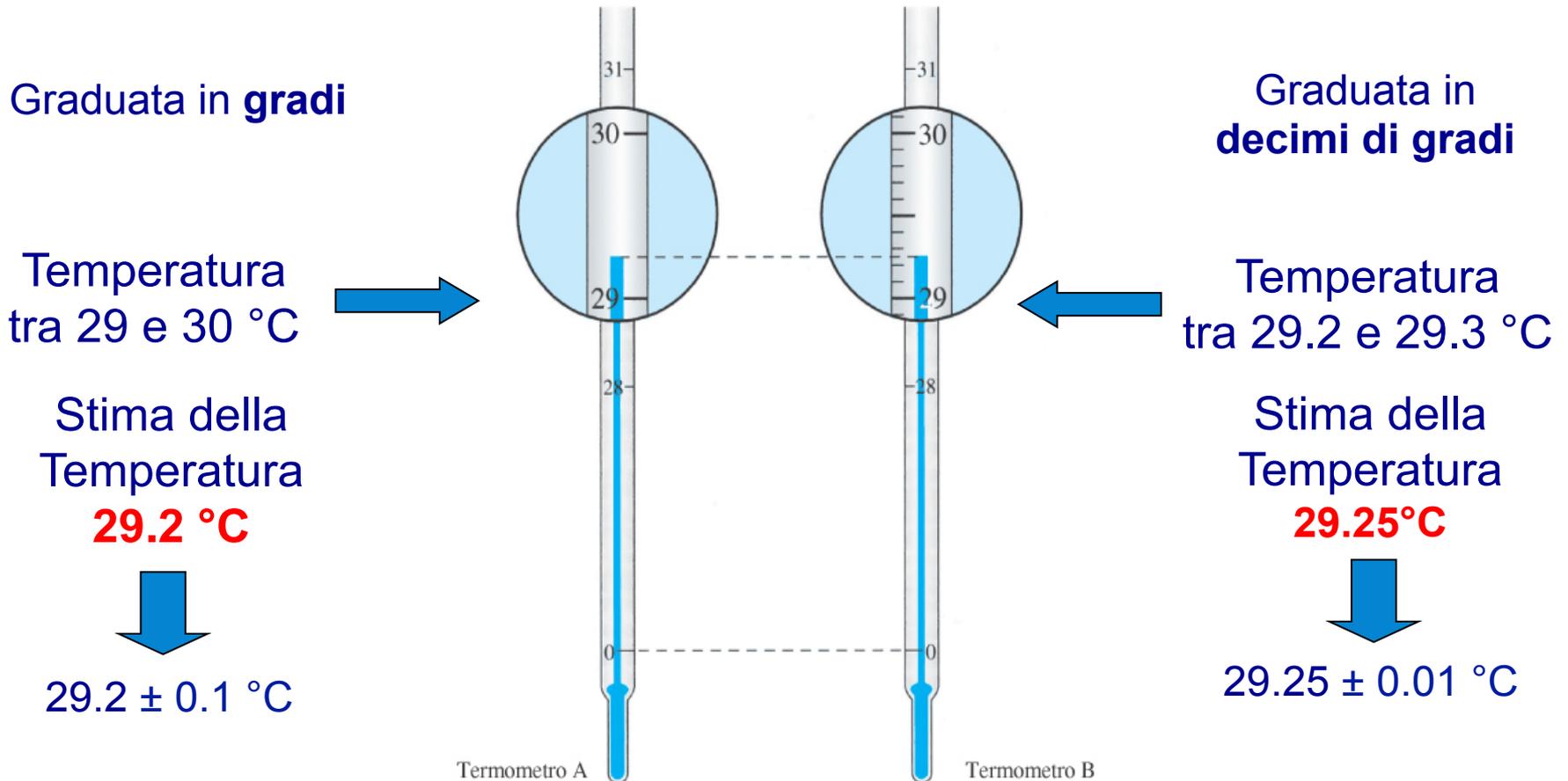
Gli **errori sistematici** sono originati da variabili controllabili in un esperimento. Sono errori costanti che avvengono ripetutamente.

Gli errori sistematici influenzano l'**accuratezza** delle misure.

I risultati sono sistematicamente o troppo più grandi o troppo più piccoli rispetto al valore vero.

INCERTEZZA DELLE MISURE

Ogni misura è accompagnata da un grado di incertezza o di errore. Anche nei casi in cui vengono utilizzate apparecchiature sofisticate e costose, dei gradi di incertezza rimarranno nella misura.



CIFRE SIGNIFICATIVE

Le cifre riportate in una misura si dicono cifre **significative**;
ad es., 1.2 cm³: due cifre significative, 1.78 g : tre cifre significative.

Le misure non sono mai esatte: due tipi di informazioni devono essere riportate tutte le volte che viene acquisita una misura:

- 1) la **grandezza** della misura: indicata da valori numerici
- 2) l'**incertezza** della misura: indicata dal numero di cifre significative

Le cifre significative sono le cifre in ogni misura che sono conosciute con “sicurezza” più una cifra che è approssimata

CRITERI PER STABILIRE CIFRE SIGNIFICATIVE (1)

Criterio 1. Le cifre da 1 a 9 (tutte quelle non uguali a zero) contano sempre come cifre significative.

14.232 (cinque cifre significative)

3.11 (tre cifre significative)

244.6 (quattro cifre significative)

Criterio 2. Gli zeri iniziali che ricorrono all'inizio del numero (cioè quelli che precedono la prima cifra diversa da zero) NON contano come cifre significative.

La loro funzione è semplicemente quella di indicare la posizione del punto decimale.

0.000**45** (due cifre significative)

0.0**113** (tre cifre significative)

0.0000000**72** (due cifre significative)

CRITERI PER STABILIRE CIFRE SIGNIFICATIVE (2)

Criterio 3. Gli zeri “interni” sono quelli tra cifre diverse da zero. Questi zeri contano SEMPRE come cifre significative.

2.075 (quattro cifre significative)

6007 (quattro cifre significative)

0.03007 (quattro cifre significative)

Criterio 4. Gli zeri finali sono gli zero alla fine di un numero e sono significativi SOLO se

a) c'è un punto decimale presente nel numero o

b) sono riportati con una barra sopra.

62.00 (quattro cifre significative)

0.02000 (quattro cifre significative)

4300.00 (sei cifre significative)

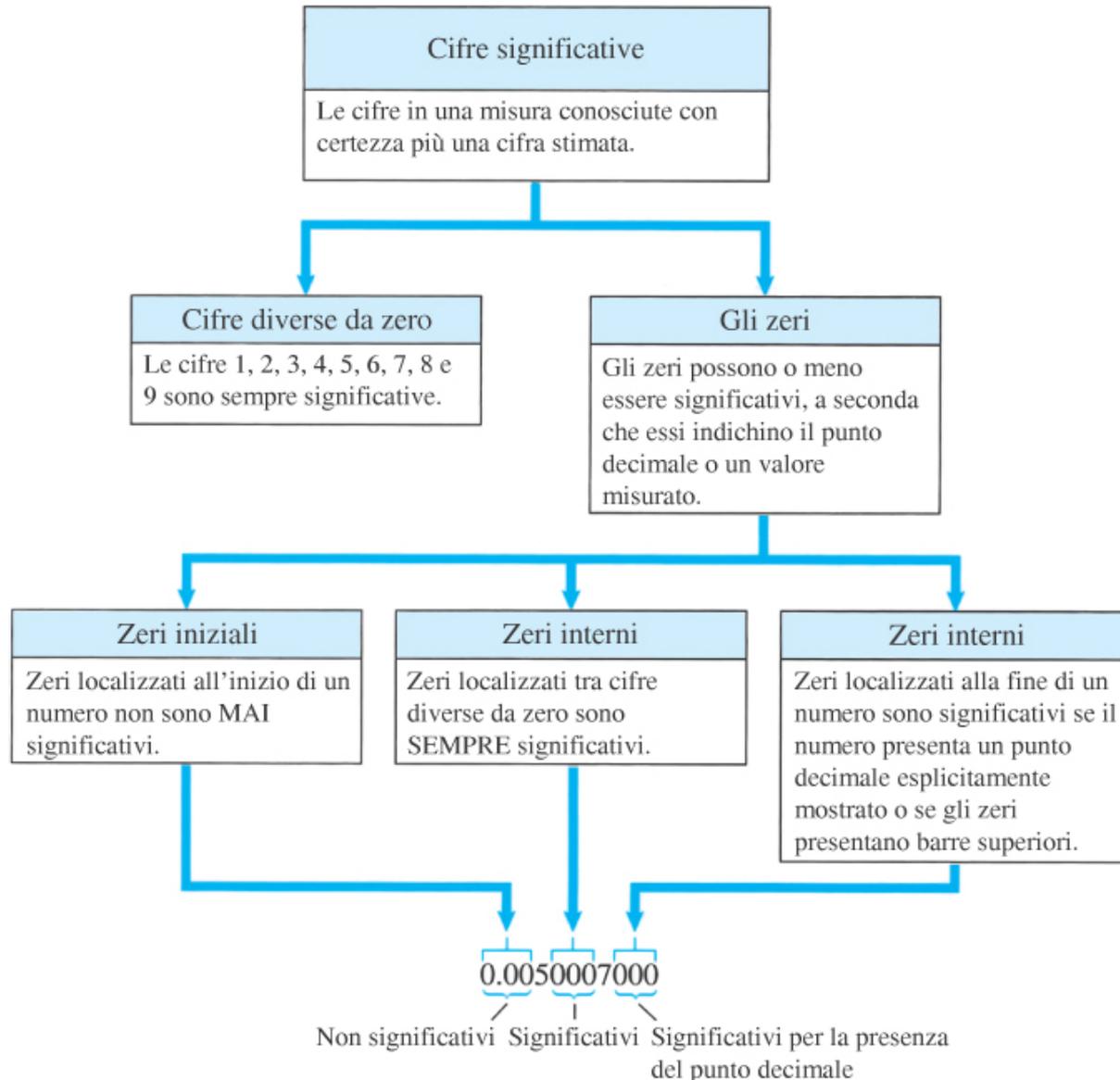
10020 (cinque cifre significative)

93000000 (due cifre significative)

330300 (quattro cifre significative)

6310 (tre cifre significative)

CRITERI PER STABILIRE LE CIFRE SIGNIFICATIVE



NOTAZIONE SCIENTIFICA

La notazione scientifica serve per esprimere numeri con **molte cifre che contengono molti zero** in una forma compatta.

Con la notazione scientifica un numero decimale è espresso come prodotto di un numero tra 1 e 10 moltiplicato per 10 elevato ad una potenza.

I numeri si scrivono nella forma $A \cdot 10^a$. A è un numero decimale con una cifra non nulla davanti alla virgola, e "a" è un numero intero.

Il numero tra 1 e 10 è chiamato coefficiente ed è scritto per primo. Il numero 10 elevato alla potenza (esponente) è chiamato termine esponenziale. Il coefficiente è moltiplicato per il termine esponenziale.

Ad esempio: $333 = 3.33 \cdot 10^2$

$0.0333 = 3.33 \cdot 10^{-2}$

I numeri maggiori di 1 si esprimono con una potenza positiva di 10

I numeri compresi tra 0 e 1 si esprimono con una potenza negativa di 10

CONVERSIONE DA NOTAZIONE DECIMALE A SCIENTIFICA

1. Il coefficiente deve essere un numero tra 1 e 10 che contiene lo stesso numero di cifre significative presenti nel numero decimale originale.

Il coefficiente è ottenuto riscrivendo il numero decimale con un punto decimale dopo la prima cifra diversa da zero e cancellando tutti gli zero non significativi.

Ad es. 233000: il coefficiente è 2.33 0.00557: il coefficiente è 5.57

0.35500: il coefficiente è 3.5500

2. Il valore dell'esponente per la potenza di dieci è ottenuto contando il numero di posti di cui il punto decimale nel coefficiente deve essere mosso per restituire il numero decimale originale.

Se il movimento del punto decimale è a destra l'esponente ha un valore positivo e se il movimento del punto decimale è a sinistra l'esponente ha un valore negativo.

CONVERSIONE DA NOTAZIONE DECIMALE A SCIENTIFICA

Esprimere i seguenti numeri decimali in notazione scientifica

Esercizio 1

La velocità della luce nel vuoto (propagazione di un'onda elettromagnetica e di una particella libera con massa nulla) ha un valore di 299 792 458 m/s.

Soluzione

Per il numero 299 792 458 il coefficiente della notazione scientifica è 2.99792458, consistente con il requisito che esso contenga lo stesso numero di cifre significative del numero decimale originale.

Il valore dell'esponente nel termine esponenziale della notazione scientifica è +8 in quanto il punto decimale nel coefficiente deve essere mosso di 8 posti alla destra per ottenere il numero decimale originale.

$$299\ 792\ 458 = 2.99792458 \times 10^8$$

CONVERSIONE DA NOTAZIONE DECIMALE A SCIENTIFICA

Esprimere i seguenti numeri decimali in notazione scientifica

Esercizio 2

Una persona espira approssimativamente 3200000000000000000000 molecole di CO_2 in un respiro

Soluzione

Il coefficiente per il numero 3200000000000000000000 è 3.2 che, come il numero originale, contiene due cifre significative. L'esponente per il termine esponenziale è +20 poiché il punto decimale nel coefficiente deve essere mosso di 20 posti alla destra per ottenere il numero originale. $3200000000000000000000 = 3.2 \times 10^{20}$

Esercizio 3

La massima quantità di Cr nell'acqua potabile (EPA standard) è 0.00000010 g/mL

Soluzione

Il coefficiente della notazione scientifica per il numero 0.00000010 è 1.0. Il coefficiente è 1.0 (non 1) perché il numero originale ha due cifre significative. L'esponente per la potenza di dieci è -7. Il numero nella notazione scientifica è, così: $0.00000010 = 1.0 \times 10^{-7}$

CONVERSIONE DA NOTAZIONE SCIENTIFICA A DECIMALE

Per convertire un numero scritto con la notazione scientifica, come ad esempio

$$6.022 \times 10^{23} \text{ (costante o Numero di Avogadro) mol}^{-1}$$

in un numero decimale, dobbiamo partire dall'esponente.

Il valore dell'esponente indica di quanti posti il punto decimale deve essere spostato. Se l'esponente è positivo, lo spostamento è a destra per dare un numero più grande di uno; se l'esponente è negativo, lo spostamento è a sinistra per dare un numero minore di uno. Tanti zeri devono essere aggiunti al numero per quanti posti è stato mosso il punto decimale

CONVERSIONE DA NOTAZIONE SCIENTIFICA A DECIMALE

Esercizi

Convertire i seguenti numeri riportati in notazione scientifica in un numero decimale.

- Gli spettatori previsti per una partita di calcio erano 5.3127×10^4

Soluzione. L'esponente +4 indica che il punto decimale è posto quattro posti alla destra di dove è in 5.3127. Il numero decimale è 53127.

- La massa di un atomo di idrogeno è 1.67×10^{-24} grammi.

Soluzione. L'esponente -24 indica che il punto decimale è posto 24 posti alla sinistra di dove è in 1.67. Questo produrrà un numero estremamente piccolo: 0.000000000000000000000000167

CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Di una soluzione, oltre a conoscere la natura dei suoi componenti, è importante conoscere il rapporto delle loro quantità

Riferendosi a una soluzione, i termini “diluita” e “concentrata” sono solo qualitativi e quindi poco significativi



Necessità di determinare il rapporto delle quantità dei componenti di una soluzione mediante criteri quantitativi con la grandezza della **concentrazione o titolo**

Concentrazione o titolo: indica la quantità di soluto presente in una certa quantità di soluzione o, in alcuni casi, di solvente

MOLE

E' la quantità di materia che contiene tante entità elementari (atomi, molecole, ioni) quanti atomi sono contenuti in 12 g di ^{12}C (i.e. $6,022 \times 10^{23}$ entità elementari, Numero di Avogadro)

La massa molare di una sostanza è la massa espressa in grammi di 1 mole di quella sostanza

$$\text{mole} = \text{g} / \text{peso molecolare (peso atomico)}$$

CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI: UNITA' DI MISURA

Utilizzate diverse grandezze per esprimere la concentrazione delle soluzioni: unità **fisiche** e unità **chimiche** (utilizzano sia grandezze fisiche che chimiche – mole)

Unità fisiche (spesso espresse come perc.)

- Percentuale in massa (peso)
- Percentuale in volume
- Percentuale in massa (peso) su volume
- Parti per milione, ppm
- Parti per miliardo, ppb

Unità chimiche

- ➔ Molarità
- ➔ Molalità
- ➔ Normalità
- ➔ Frazione molare

UNITA' FISICHE DI CONCENTRAZIONE

Concentrazione percentuale:

Percentuale in peso (w/w)



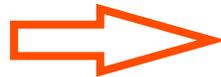
$$\frac{\text{massa del soluto}}{\text{massa della soluzione}} \times 100$$

Percentuale in volume (v/v)



$$\frac{\text{volume del soluto}}{\text{volume della soluzione}} \times 100$$

Percentuale in peso / volume (w/v)



$$\frac{\text{massa del soluto}}{\text{volume della soluzione}} \times 100$$

Parti per milione (ppm)



$$\frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa di soluzione}} \times 10^6$$

Parti per miliardo (ppb)



$$\frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa di soluzione}} \times 10^9$$

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (1)

➡ Concentrazione molare (M) o Molarità

(mol/L)

numero di moli (n) di soluto in 1 L di soluzione



$$M = \frac{n^{\circ} \text{ di moli}}{V \text{ (L)}}$$

➡ Concentrazione molale (m) o Molalità

(mol/kg)

numero di moli (n) di soluto in 1 kg di solvente



$$M = \frac{n^{\circ} \text{ di moli di soluto}}{\text{peso del solvente (kg)}}$$

Differenze tra **molarità** e **molalità**:

1. Nel calcolo della **molarità** al denominatore c'è V in L della **soluzione** (soluto + solvente), mentre nel calcolo della **molalità** c'è massa in kg del **solvente**
2. La **molarità** dipende da T (che fa variare volume soluzione e quindi valore M) mentre la **molalità** è **indipendente** da T

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (2)

➔ **Concentrazione normale (N) o Normalità (eq/L)**

numero di equivalenti (eq) di soluto in 1 L di soluz.

$$N = \frac{n^{\circ} \text{ di equivalenti}}{V (L)}$$

Per il calcolo della normalità occorre definire il numero di equivalenti (n_{eq})

Il numero di equivalenti si calcola dal rapporto tra la massa in grammi di una sostanza e la sua **massa equivalente** (m_{eq}) o **peso equivalente** o **grammo equivalente**

$$n \text{ eq} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa equivalente (g)}}$$

La **massa equivalente** è una quantità il cui valore dipende dal tipo di sostanza e dal tipo di reazione

Mentre la mole è una quantità definita e costante di materia, l'equivalente è una quantità variabile, definita di volta in volta in funzione della tipologia di reazione chimica.

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (3)

Quindi la massa equivalente corrisponde al rapporto tra il peso molecolare o il peso atomico e la “valenza operativa”

$$P.E = P.M./V.O.$$

La valenza operativa (V.O.) varia a seconda del soluto e della reazione chimica:

per gli acidi: V.O.=numero di ioni H⁺ rilasciati

per gli ossidi: V.O.=indice valenza

per i sali: V.O.=numero di cariche (+) o (-)

per gli idrossidi: V.O.=numero di OH⁻ rilasciati

Il numero di equivalenti è quindi sempre un multiplo intero (1, 2, 3, ecc.) delle moli e il coefficiente di proporzionalità è la valenza operativa (VO).

Il numero di equivalenti è direttamente proporzionale alle moli considerate per il composto: $n_{eq} = n V.O.$

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (4)

La Normalità è usata nei laboratori quando si vogliono esprimere le concentrazioni delle sostanze chimiche che entrano in gioco in una reazione

Un numero di equivalenti di reagenti reagisce per dare un uguale numero di equivalenti di prodotti

In generale un equivalente di una specie chimica reagisce sempre con un equivalente di un'altra, dando un equivalente di prodotto (**legge dell'equivalenza chimica**).

Nelle titolazioni la normalità è particolarmente utile e relativamente ai reagenti si applica la relazione:

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (5)

Ad oggi l'uso della Normalità, come unità di concentrazione, tende ad essere abbandonato (recentemente abolita nel SI e dalla IUPAC).

Quindi la quantità di sostanza deve essere espressa in termini di mole.

Ancora utilizzata nell'ambito delle **titolazioni e delle reazioni redox**, dove risulta di comoda applicazione pratica nei laboratori.

- ⇒ Un equivalente di acido è la quantità di sostanza che cede una mole di ioni H^+ dissociandosi;
- ⇒ Un equivalente di base è la quantità di sostanza che cede una mole di ioni OH^- dissociandosi;
- ⇒ Un equivalente in una reazione redox è la quantità di sostanza che acquista o perde una mole di elettroni;
- ⇒ Un equivalente di sale è la quantità di sostanza che per dissociazione produce una mole di carica elettrica ionica.

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (6)

➔ Normalità e calcolo della massa equivalente

1. Reazione redox

La massa equivalente m_{eq} è data dal rapporto tra la massa molare M_m della sostanza che si riduce (o si ossida) e il numero di elettroni acquistati (o persi)

$$m_{eq} = \frac{M_m}{n_{e^-}} \left(\frac{g}{eq} \right)$$

2. Reazione di dissociazione acida o basica

La massa equivalente m_{eq} è data dal rapporto tra la massa molare M_m dell'acido (o della base) e il numero di ioni H^+ (o OH^-) liberati

$$m_{eq} = \frac{M_m}{n_{H^+}} \left(\frac{g}{eq} \right)$$

$$m_{eq} = \frac{M_m}{n_{OH^-}} \left(\frac{g}{eq} \right)$$

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (7)

➔ Normalità e calcolo della massa equivalente

3. Reazione di dissociazione di un sale

La massa equivalente m_{eq} è data dal rapporto tra la massa molare M_m del sale e il numero di cariche positive (o negative) prodotte dalla dissociazione

$$m_{eq} = \frac{M_m}{n_{\pm}} \left(\frac{g}{eq} \right)$$

Esercizio

Calcolare la massa equivalente del solfato ferrico $Fe_2(SO_4)_3$ ($M_m = 400$ g/mol) nella reazione:



Nella reazione vengono liberate complessivamente 6 cariche positive (e 6 negative) quindi m_{eq} di $Fe_2(SO_4)_3$ sarà:

$$m_{eq} = M_m / n^{\pm} = (400 \text{ g/mol}) / 6 (\text{eq/mol}) = 66.67 (\text{g/eq})$$

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (8)

➡ Frazione molare

E' riferita ad una **soluzione** o a una miscela di **gas**

Frazione molare di una soluzione

La frazione molare (X) di una soluzione è il rapporto tra il numero delle moli di un soluto e il numero delle moli totali.

$$X = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{totali}}}$$

Dato che i termini della frazione sono omogenei, X è un numero puro; inoltre, dato che in una soluzione è sempre $n_{\text{soluto}} < n_{\text{totali}}$, X è sempre < 1 .

La somma delle frazioni molari di tutti i componenti di una soluzione è 1

Se i componenti di una soluzione sono soltanto due, le rispettive frazioni molari sono:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (9)

➡ Frazione molare

Frazione molare di un gas

Data una miscela gassosa di n componenti, la frazione molare del componente i -esimo della miscela gassosa è dato dal **rapporto del numero di moli del componente i -esimo e il numero di moli totali** e indica la frazione di mole del gas considerato rispetto ad una mole di miscela gassosa.

$$X_{i-esimo} = \frac{n_{i-esimo}}{n_{tot}}$$

Anche in questo caso dato che i termini della frazione sono omogenei (entrambi esprimono un numero di moli), $X_{i-esimo}$ è un numero puro.

La somma delle frazioni molari di tutti i componenti la miscela gassosa è sempre 1

UNITA' CHIMICHE DI CONCENTRAZIONE (10)

➔ Frazione molare

Esercizio 1 (frazione molare di una soluzione)

54.048 g di glucosio (PM glucosio = 180.160 g/mol) vengono sciolti in 90.080 g di acqua (PM = 18.016 g/mol). Determinare la frazione molare del soluto

Svolgimento:

si determinano le moli di soluto dividendo la massa in g del glucosio per la massa molare M_m :

$$n_{\text{soluto}} = g_{\text{soluto}} / M_m = 54.048/180.160 = 0.3 \text{ mol}$$

Analogamente si determinano le moli di solvente (n_{solvente}) e le moli totali (n_{tot}):

$$n_{\text{solvente}} = g_{\text{solvente}} / M_m = 90.080/18.016 = 5 \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot}} = n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}} = 0.3 + 5 = 5.3 \text{ mol}$$

e quindi la frazione molare del soluto sarà:

$$X_{\text{soluto}} = n_{\text{soluto}} / n_{\text{tot}} = 0.3 / 5.3 = 0.0566$$

FRAZIONE MOLARE: esercizi

Esercizio 2 (frazione molare di una soluzione)

Calcolare la frazione molare di NaCl in una soluzione in cui 0.100 mol di NaCl sono disciolti in 100.0 g di acqua

Svolgimento:

Moli di H₂O: $100.0 \text{ (g)} / 18.02 \text{ (g/mol)} = 5.55 \text{ mol}$ e **moli tot** $5.55 + 0.100 = 5.65 \text{ mol}$

frazione molare di NaCl = $0.100 / 5.65 = 0.0177$

Come riprova possiamo calcolare la frazione molare di acqua: $5.56 / 5.65 = 0.984$

La somma delle frazioni molari deve essere uguale a 1. Infatti: $0.984 + 0.0177 = 1.00$

Esercizio 3 (frazione molare di una soluzione)

Calcolare la frazione molare dell'acqua in una soluzione 0.6350 M di H₂SO₄ con densità 1.0385 g/mL (moli tot di soluto derivano da dissociaz. H₂SO₄ in H⁺ e HSO₄⁻)

Svolgimento:

In 1.00 L di soluz. mol di acido: $0.6350 \rightarrow 0.6350 \text{ mol} \cdot 98.078 \text{ g/mol} = 62.28 \text{ g}$

Moli tot di soluto dovute alla dissociazione dell'acido: $2 \cdot 0.6350 \text{ mol} = 1.270 \text{ mol}$

Massa della soluzione: $1000 \text{ mL} \cdot 1.0385 \text{ g/mL} = 1038.5 \text{ g}$

Massa di acqua quindi: $1038.5 \text{ g} - 62.28 \text{ g} = 976.2 \text{ g}$

Moli di acqua: $976.2 \text{ (g)} / 18.02 \text{ (g/mol)} = 54.2 \text{ mol}$

Frazione molare di H₂O: $54.2 \text{ mol} / (54.2 + 1.270) \text{ mol} = 0.977$

MOLARITA': esercizi

Esercizio 1. Da molarità a moli

Una soluzione di NaCl ha una molarità di 4 mol/L. Si determini il numero di moli di NaCl presenti in 300 mL di soluzione.

Svolgimento a)

Si usa la formula per il calcolo della molarità: $M = n_{\text{soluto}} / V_{\text{soluzione}}$
in cui M = molarità della soluzione (mol/L); n_{soluto} = numero di moli di soluto; $V_{\text{sol}} =$ volume della soluzione (L).

Si determina quindi il numero di moli di soluto: $n_{\text{soluto}} = M \cdot V_{\text{soluzione}}$

Ricordando che: 300 mL = 0.300 L, si ha: $n_{\text{soluto}} = 4 \text{ mol/L} \cdot 0.3 \text{ L} = 1.2 \text{ mol}$

Pertanto nella soluzione sono presenti **1.2 mol di soluto (NaCl)**

Svolgimento b)

La molarità indica il numero di moli di soluto in un litro di soluzione.

Nel nostro caso sono presenti 4 mol di NaCl in 1 L di soluzione (1 L = 1000 mL).

Per determinare il numero di moli di soluto in 300 mL di soluzione è sufficiente impostare una proporzione: 4 mol : 1000 mL = X : 300 mL

Da cui: $X = (4 \text{ mol} \cdot 300 \text{ mL}) / 1000 \text{ mL} = 1.2 \text{ mol}$

NORMALITA': esercizi (1)

Esercizio 1. Normalità di soluzioni di sali

Calcolare la normalità di 2.3 L di una soluzione contenente 45 g di cloruro di magnesio MgCl_2 ($M_m = 95.21 \text{ g/mol}$).

Svolgimento

Determiniamo la massa equivalente (m_{eq}) del cloruro di magnesio MgCl_2 .

MgCl_2 è un sale quindi la massa equivalente m_{eq} è data dal rapporto tra la massa molare M_m del sale e il numero di cariche positive (o negative) prodotte dalla dissociazione



$$m_{\text{eq}} = M_m / n^+ = 95.21 / 2 = 47.60 \text{ (g/eq)}$$

Determiniamo il numero di equivalenti (n_{eq}) facendo il rapporto tra la massa in grammi (mg) del cloruro di magnesio e la sua massa equivalente (m_{eq})

$$n_{\text{eq}} = \text{mg} / m_{\text{eq}} = 45 / 47.60 = 0.94 \text{ (eq)}$$

Determiniamo la normalità (N) facendo il rapporto tra il numero di equivalenti del cloruro di magnesio e il volume in litri della soluzione.

$$N = n_{\text{eq}} / V_{\text{soluzione}} = 0.94 / 2.3 = 0.41 \text{ (eq/L)}$$

NORMALITA': esercizi (2)

Esercizio 2. Normalità di soluzioni di acidi/basi

Calcolare la massa equivalente dell'acido solforico H_2SO_4 ($M_m = 98.0 \text{ g/mol}$) nella seguente reazione di dissociazione: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Svolgimento

In questa reazione l'acido solforico libera due ioni H^+ . Pertanto, la sua massa equivalente sarà:

$$m_{\text{eq}} = M_m / n_{\text{H}^+} = 98.0 / 2 = 49.0 \text{ (g/eq)}$$

Esercizio 3. Normalità di soluzioni di acidi/basi

Calcolare la normalità di una soluzione contenente 14.82 g di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ($M_m = 74.1 \text{ g/mol}$) in 250 mL di soluzione.

Svolgimento

Poiché $\text{Ca}(\text{OH})_2$ contiene due gruppi OH^- il suo p_{eq} o m_{eq} è pari a:

$$m_{\text{eq}} = M_m / n = 74.1 / 2 = 37.05 \text{ g/eq}$$

$$n_{\text{eq}} = g / m_{\text{eq}} = 14.82 / 37.05 = 0.4$$

calcolato il numero di equivalenti e noto il volume possiamo calcolare la normalità:

$$N = n_{\text{eq}} / V = 0.4 / 0.250 \text{ L} = 1.6$$

NORMALITA': esercizi (3)

Esercizio 4. Normalità di soluzioni con reazioni redox

Calcolare la massa equivalente M_{eq} dell'anidride solforosa SO_2 ($M_m = 64.0$ g/mol) nella seguente reazione: $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$

Svolgimento

In questa reazione redox lo zolfo si ossida passando da numero di ossidazione +4 a numero di ossidazione +6 con una perdita di due elettroni. Pertanto, la massa equivalente M_{eq} dell'anidride solforosa sarà: $m_{eq} = M_m / n_{e^-} = 64.0 / 2 = 32.0$ (g/eq)

Esercizio 5. Normalità di soluzioni con reazioni redox

Calcolare i g di solfato ferroso $FeSO_4$ che sono necessari per ridurre, in ambiente acido, 18.77 g di bicromato di potassio $K_2Cr_2O_7$ a sale di Cr(III).

Nella reazione il solfato ferroso $FeSO_4$ si ossida a solfato ferrico $Fe_2(SO_4)_3$.

Svolgimento

Determiniamo la massa molare delle due sostanze.

$$M_m (FeSO_4) = 151.90 \text{ g/mol} \quad M_m (K_2Cr_2O_7) = 294.19 \text{ g/mol}$$

Per determinare il numero di equivalenti (n_{eq}) di una sostanza facciamo il rapporto tra la massa in grammi (mg) della sostanza e la sua massa equivalente (m_{eq})

NORMALITA': esercizi (4)

Nel caso di una reazione redox la massa equivalente m_{eq} è data dal rapporto tra la massa molare M_m della sostanza che si riduce (o si ossida) e il numero di e- acquistati (o persi).

Determiniamo la m_{eq} di $K_2Cr_2O_7$. Nella riduzione: $K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr^{3+}$

Ogni atomo di Cr acquista 3 e- (Cr passa dal numero di ossidazione +6 a +3). In $K_2Cr_2O_7$ ci sono due atomi di Cr, pertanto: **$n_{e^-} = 3 \cdot 2 = 6$**

Quindi: **$m_{eq} \text{ di } K_2Cr_2O_7 = 294.19/6 = 49.03 \text{ g/eq}$** .

n_{eq} di $K_2Cr_2O_7$ sarà: **$n_{eq} = mg/m_{eq} = 18.77/49.03 = 0.383eq$**

0.383 eq di $K_2Cr_2O_7$ reagiscono con 0.383 eq di $FeSO_4$.

Quindi: **$n_{eq} (FeSO_4) = 0.383 \text{ eq}$**

Determiniamo la m_{eq} di $FeSO_4$. Nella ossidazione: $FeSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$

ogni atomo di Fe perde un solo e- (Fe passa da un numero di ossidazione +2 a +3). In $FeSO_4$ c'è un solo atomo di Fe, pertanto: **$n_{e^-} = 1$**

Quindi: **$m_{eq} (FeSO_4) = 151.9 / 1 = 151.9 \text{ g/eq}$**

Determiniamo infine la massa in grammi di $FeSO_4$:

$mg (FeSO_4) = n_{eq} \cdot m_{eq} = 0.383 \cdot 151.9 = 58.2 \text{ g}$

Quindi, la massa in g di $FeSO_4$ che reagisce con i 18.77 g di $K_2Cr_2O_7$ è 58.2 g.

Equivalenze utili in Chimica Analitica

$$\text{ppm} \Leftrightarrow \text{mg/kg} \Leftrightarrow \mu\text{g/g}$$

$$\text{ppb} \Leftrightarrow \mu\text{g/kg} \Leftrightarrow \text{ng/g}$$

Per soluzioni acquose di densità unitaria (1 g/cm^3)

$$\text{ppm} \Leftrightarrow \text{mg/L}$$

$$\text{ppb} \Leftrightarrow \mu\text{g/L}$$