

Unità didattica 2.2

Le proprietà colligative delle soluzioni

- Definizione di proprietà colligativa. Interazioni tra solvente e soluto. La legge di Raoult.
- Abbassamento della pressione di vapore. Innalzamento della temperatura di ebollizione.
- Abbassamento della temperatura di congelamento.
- Pressione osmotica e passaggio di soluti attraverso le membrane.
- Soluzioni elettrolitiche e fattore correttivo di van't Hoff. Tipi di membrane e passaggio di soluti: diffusione, osmosi e osmolarità. Confronto tra le proprietà osmotiche delle soluzioni.
- Pressione osmotica dei liquidi intracellulari ed extracellulari. Soluzioni isotoniche, ipertoniche e ipotoniche. Soluzione fisiologica e glucosata. Esempi di implicazioni fisiopatologiche del disquilibrio osmotico (emolisi e edema).

PROPRIETÀ COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI: proprietà che dipendono solo dalla concentrazione delle particelle di soluto presenti nel solvente e non dalla loro natura chimica.

Le proprietà colligative o correlate delle soluzioni sono:

- abbassamento della pressione di vapore (o tensione di vapore);
- innalzamento ebullioscopico (innalzamento della temperatura di ebollizione);
- abbassamento crioscopico (abbassamento della temperatura di congelamento);
- pressione osmotica.

ABBASSAMENTO DELLA PRESSIONE DI VAPORE

LEGGE DI RAOULT

Soluzione formata dal solvente liquido volatile A, in cui il soluto B è un solido che non esercita una pressione di vapore, cioè un solido non volatile.

Secondo la **legge di Raoult** la pressione di vapore della soluzione è data dalla sola pressione di vapore del solvente, P_{solv} :

$$P_{\text{solv}} = \chi_{\text{solv}} P_{\text{solv}}^0$$

Dato che in una soluzione il solvente non è puro, avremo $\chi_{\text{solv}} < 1$ (perché nel totale delle frazioni molari compare anche il termine χ_{soluto}), quindi **la pressione di vapore della soluzione è inferiore alla pressione di vapore del solvente puro** ed è indifferente alla natura del soluto, perché dipende solo dalla concentrazione del solvente che diminuisce per la presenza del soluto.

INNALZAMENTO DELLA TEMPERATURA DI EBOLLIZIONE

L'aumento della temperatura di ebollizione di una soluzione rispetto al solvente puro viene detto **innalzamento ebullioscopico**.

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m$$

dove ΔT_{eb} è l'innalzamento ebullioscopico, K_{eb} è una costante detta costante ebullioscopica e m è la concentrazione molale della soluzione. La costante ebullioscopica K_{eb} è caratteristica di ogni singolo solvente;

- nel caso di soluzioni acquose diluite si può considerare la densità della soluzione paragonabile a quella dell'acqua (cioè $d=1 \text{ g/mL}$) e quindi, al posto della molalità, si può utilizzare la molarità M :

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot M$$

coefficiente i , chiamato coefficiente di Van'tHoff, che evidenzia il numero di particelle in cui si dissocia il soluto.

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m \cdot i \quad \text{ovvero} \quad \Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot M \cdot i$$

Esempio

L'aggiunta a 1000 g di acqua di 1 mole di glucosio (non si dissocia, quindi $i = 1$) o l'aggiunta di 0,5 moli di NaCl (si dissocia in due ioni, quindi $i = 2$) provocano lo stesso innalzamento della temperatura di ebollizione. Pertanto, l'innalzamento della temperatura di ebollizione sarà:

$$\Delta T_{\text{eb}} = 0,52 \cdot 1 \cdot 1 \text{ nel caso del glucosio}$$

$$\Delta T_{\text{eb}} = 0,52 \cdot 0,5 \cdot 2 \text{ nel caso di NaCl}$$

ABBASSAMENTO DELLA TEMPERATURA DI CONGELAMENTO

L'abbassamento della temperatura di congelamento di una soluzione rispetto al solvente puro viene detto abbassamento crioscopico

l'abbassamento crioscopico sarà dato dalla relazione:

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m \cdot i$$

dove ΔT_{cr} è l'abbassamento crioscopico, K_{cr} è una costante detta costante crioscopica, m è la concentrazione molale della soluzione e i è il coefficiente di Van't Hoff.

Nel caso delle soluzioni diluite:

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot M \cdot i$$

Esempio

L'aggiunta di 1 mole di glucosio ($i = 1$) o l'aggiunta di 0,5 moli di NaCl ($i = 2$) provocano lo stesso abbassamento della temperatura di congelamento. Per l'acqua K_{cr} vale 1,86, quindi si avrà:

$$\Delta T_{cr} = 1,86 \cdot 1 \cdot 1 \text{ nel caso del glucosio}$$

$$\Delta T_{cr} = 1,86 \cdot 0,5 \cdot 2 \text{ nel caso di NaCl}$$

OSMOSI E PRESSIONE OSMOTICA

TIPI DI MEMBRANE E PASSAGGIO DI SOLUTI

Quando la membrana separa due compartimenti contenenti soluzioni a differente concentrazione, può comportarsi in vari modi, a cui corrispondono nomi differenti:

- **membrana permeabile o setto poroso**: rallenta solo il mescolamento delle soluzioni che separa, ma è permeabile sia al soluto (o soluti) sia al solvente;
- **membrana semipermeabile**: lascia passare solo il solvente e non i soluti; una membrana ideale;
- **membrana selettivamente permeabile (o semipermeabile reale)**: lascia passare solo il solvente e alcuni soluti, mentre è impermeabile alla maggior parte di questi ultimi.

Figura 7.1 Nella membrana cellulare, alcune proteine di membrana fungono da tunnel che consentono lo spostamento dei soluti, altre sono vere e proprie “navette”, il cui funzionamento richiede energia.

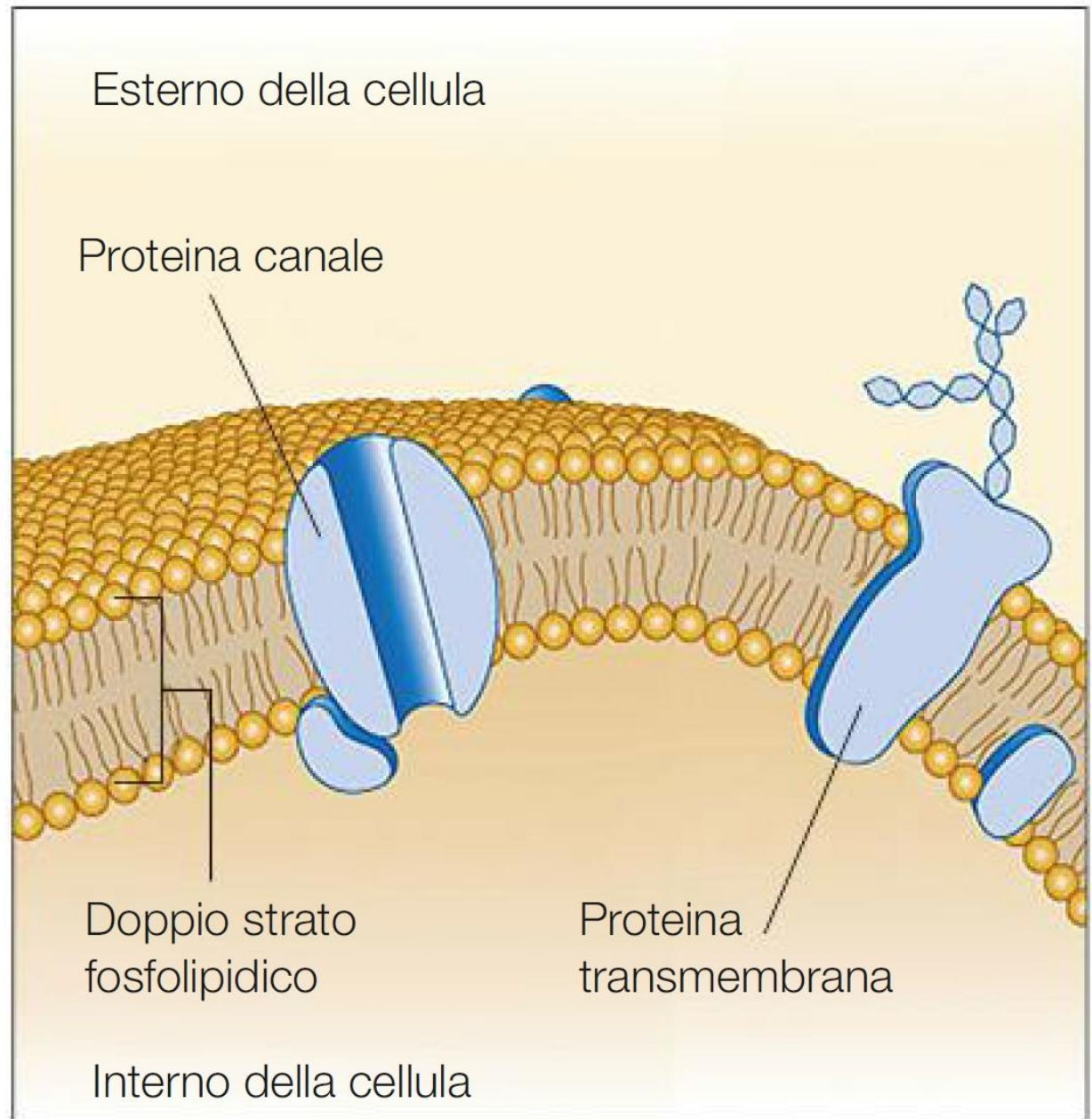




Figura 7.2 La diffusione del soluto porta a una concentrazione uniforme in tutta la massa della soluzione.

Quando due soluzioni con composizione diversa sono separate da una membrana permeabile, soluti e solvente la possono attraversare liberamente e abbiamo il fenomeno della **diffusione**; se invece la membrana è semipermeabile, i soluti non la possono attraversare e si verifica il fenomeno dell'**osmosi**.

DIFFUSIONE

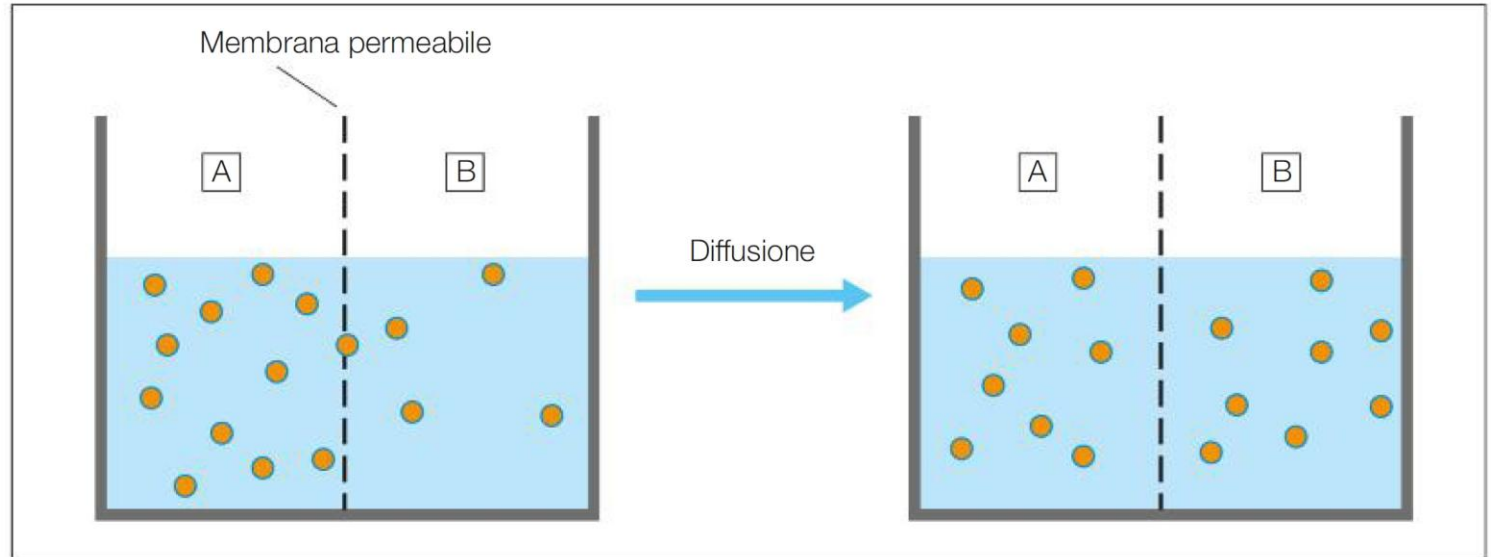


Figura 7.3 Illustrazione del fenomeno della diffusione.

nella **diffusione**, la migrazione del soluto procede spontaneamente da una zona di maggiore concentrazione a una di minore concentrazione, cioè **secondo gradiente di concentrazione**.

OSMOSI

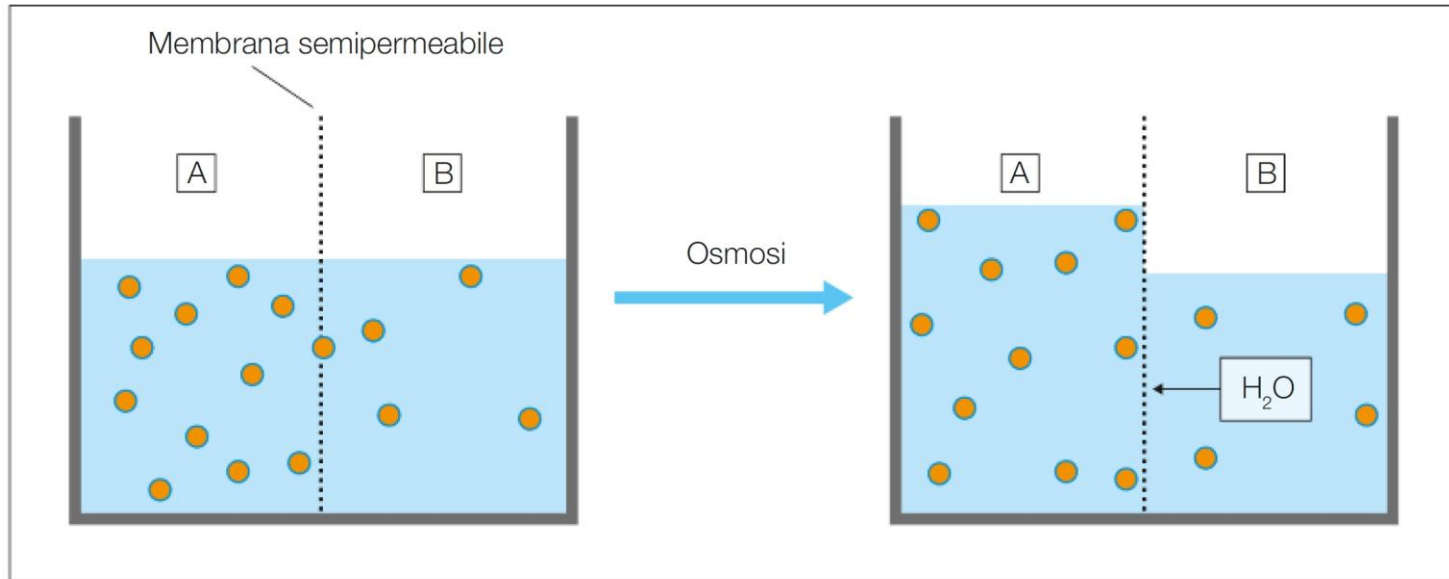
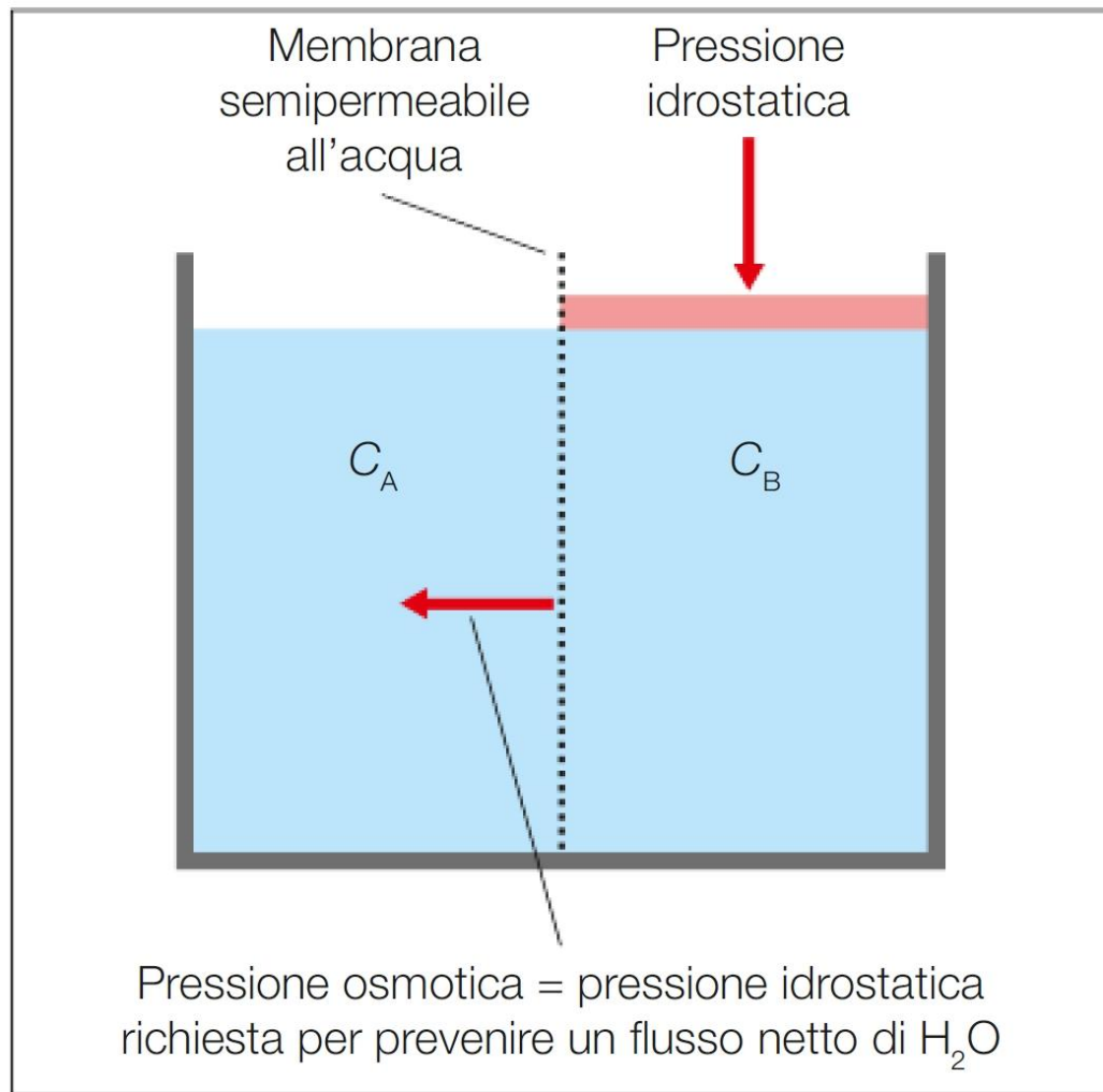


Figura 7.4 Illustrazione del fenomeno dell'osmosi.

Con il termine di **osmosi** - dal greco *ōsmós* = spinta si intende il passaggio spontaneo del solvente (che in ambito biologico è sempre l'acqua) attraverso una membrana semipermeabile.

PRESSIONE OSMOTICA



pressione osmotica (P): pressione che bisogna esercitare su una soluzione posta a contatto con il suo solvente tramite una membrana semipermeabile affinché non venga diluita.

Figura 7.5 Schematizzazione della pressione osmotica.

ESEMPIO DI PRESSIONE OSMOTICA

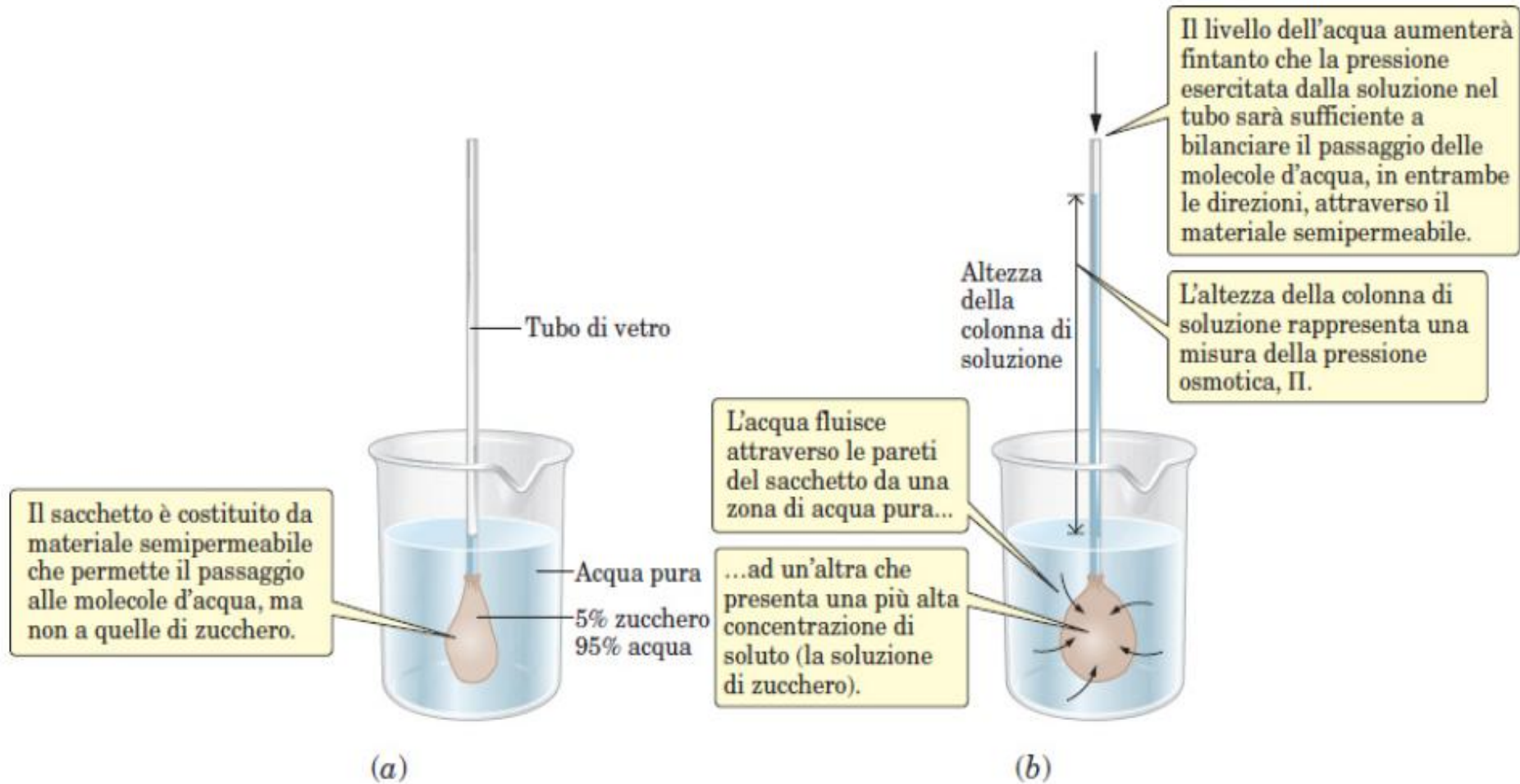


FIGURA 6.12 Dimostrazione della presenza della pressione osmotica.

La **pressione osmotica** in una soluzione è descritta dall'equazione di **Van't Hoff**:

$$\Pi V = n \cdot R \cdot T \cdot i$$

dove:

- Π = pressione osmotica;
- R = costante dei gas = $8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$;
- T = temperatura assoluta in K;
- V = volume in litri;
- n = numero delle moli di soluto;
- i = coefficiente di Van't Hoff.

OSMOLARITA'

L'equazione di Van't Hoff $\Pi V = n \cdot R \cdot T \cdot i$ può essere riscritta, ricordando che $n/V = M$ (molarità della soluzione), come:

$$\Pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$$

Dove il prodotto $M \cdot i$ rappresenta la concentrazione totale di tutte le particelle che non possono attraversare la membrana e prende il nome di osmolarità della soluzione; analogamente, l'osmole è una mole di particelle osmoticamente attive

l'osmolarità (Osm/L) esprime la concentrazione di una soluzione, considerando il numero di particelle che contribuiscono alla pressione osmotica indipendentemente dalla carica elettrica e dalle dimensioni.

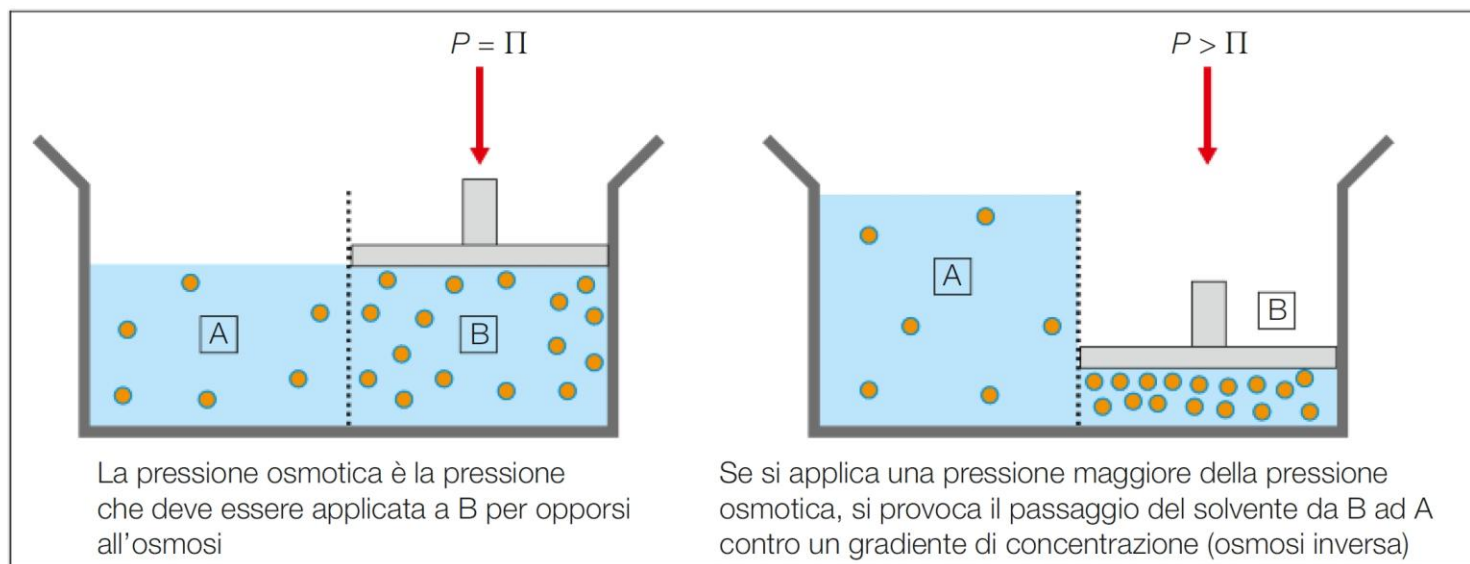


Figura 7.6 Osmosi inversa.

L'osmosi inversa è il processo in cui si forza il passaggio, attraverso una membrana semipermeabile, delle molecole di solvente dalla soluzione più concentrata alla soluzione meno concentrata applicando alla soluzione più concentrata una pressione maggiore della pressione osmotica.

CONFRONTO TRA LE PROPRIETA' OSMOTICHE DELLE SOLUZIONI

Quando si confrontano le proprietà osmotiche di una soluzione rispetto a una di riferimento, la soluzione in esame viene definita:

- ❑ **isotonica**, se ha la stessa osmolarità e la stessa Π della soluzione di riferimento;
- ❑ **ipotonica**, se ha minore osmolarità e minore Π della soluzione di riferimento;
- ❑ **ipertonica**, se ha maggiore osmolarità e maggiore Π della soluzione di riferimento.

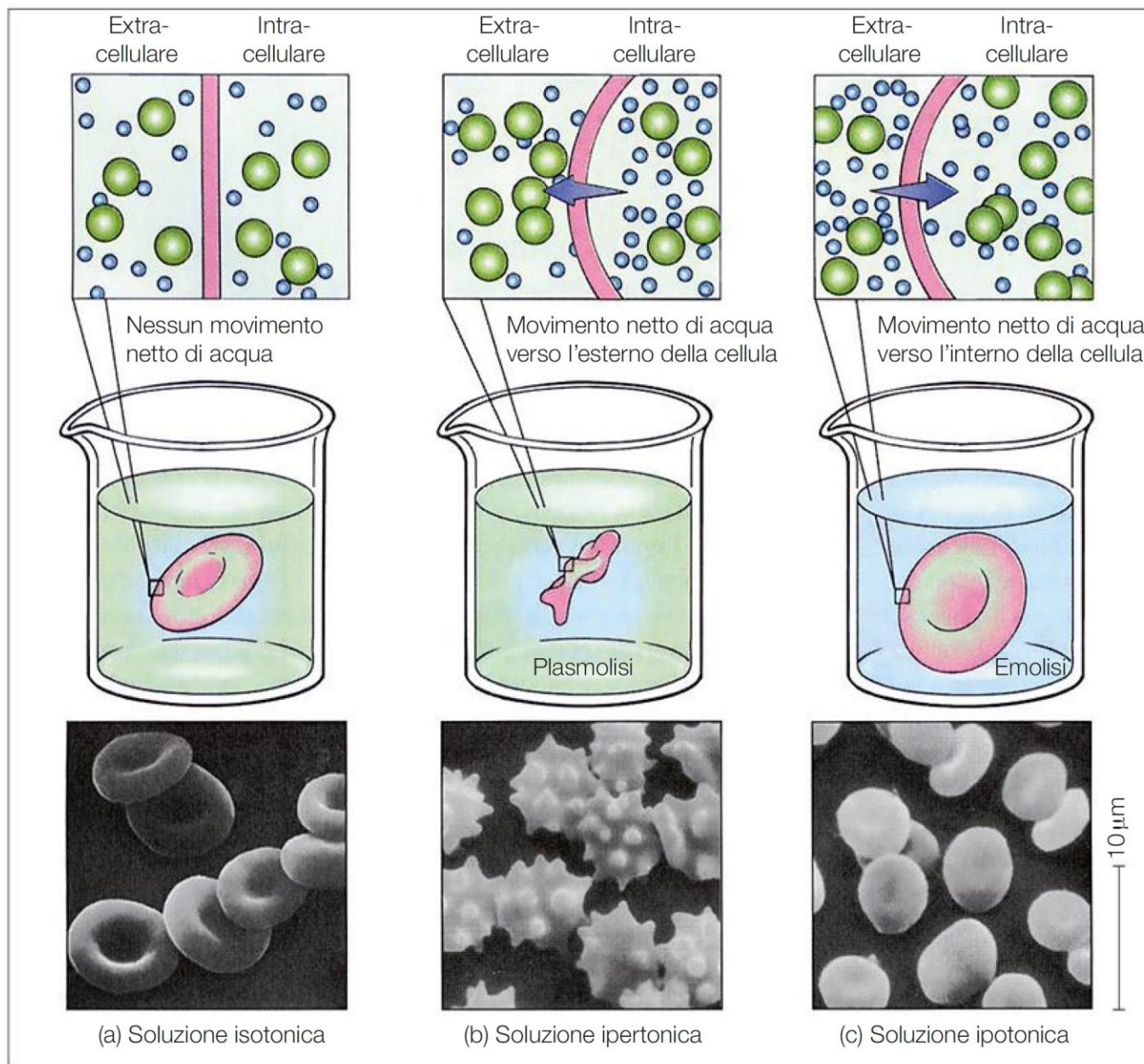


Figura 7.7 Comportamento degli eritrociti nelle soluzioni isotonica, ipertonica e ipotonica.

SOLUZIONI IMPIEGATE NELLA CLINICA

Tabella 7.1 Composizione, forma farmaceutica e uso delle principali soluzioni utilizzate per infusione in clinica.

Sodio cloruro 0,9% p/V (soluzione fisiologica)
• Composizione: sodio cloruro 9 g in 1000 mL di acqua p.p.i. (per preparazioni iniettabili) • Principi attivi: sodio cloruro 9 g • mEq/L di Na⁺ 154 • mEq/L di Cl⁻ 154 • Osmolarità: 308 mOsm/L • pH: 4,5–7 • Forma farmaceutica: soluzione perfusionale sterile, apirogena (che non provoca febbre o non contiene sostanze che la provocano) • Categoria terapeutica: reidratante, reintegratore elettrolitico • Uso: ipodermo-fleboclisi • Modalità di conservazione: conservare a una temperatura non superiore a 30 °C
Ringer lattato (soluzione salina bilanciata)
• Composizione: 1000 mL di acqua p.p.i. contengono: acido lattico 2,60 g sodio idrossido 1,17 g sodio cloruro 6,0 g potassio cloruro 0,4 g calcio cloruro 0,27 g acqua per preparazioni iniettabili q.b. • mEq/L: Na⁺ 132; K⁺ 5; Ca²⁺ 4; Cl⁻ 112; lattato come HCO₃⁻ 29 • Osmolarità teorica: 280 mOsm/L • pH: 5,5–7,0 • Forma farmaceutica: soluzione perfusionale sterile e apirogena, isotonica con il sangue • Categoria terapeutica: reidratante e reintegratore elettrolitico • Uso: ipodermo-fleboclisi • Modalità di conservazione: conservare a una temperatura non superiore a 30 °C
Glucosio 5% p/V (soluzione glucosata)
• Composizione: glucosio monoidrato 50 g in 1000 mL di acqua p.p.i. • Osmolarità: 277,7 mOsm/L • pH: 3,5–6,5 • Forma farmaceutica: soluzione perfusionale sterile, apirogena, isotonica con il sangue • Categoria terapeutica: reidratante • Uso: ipodermo-fleboclisi • Modalità di conservazione: conservare a una temperatura non superiore a 30 °C

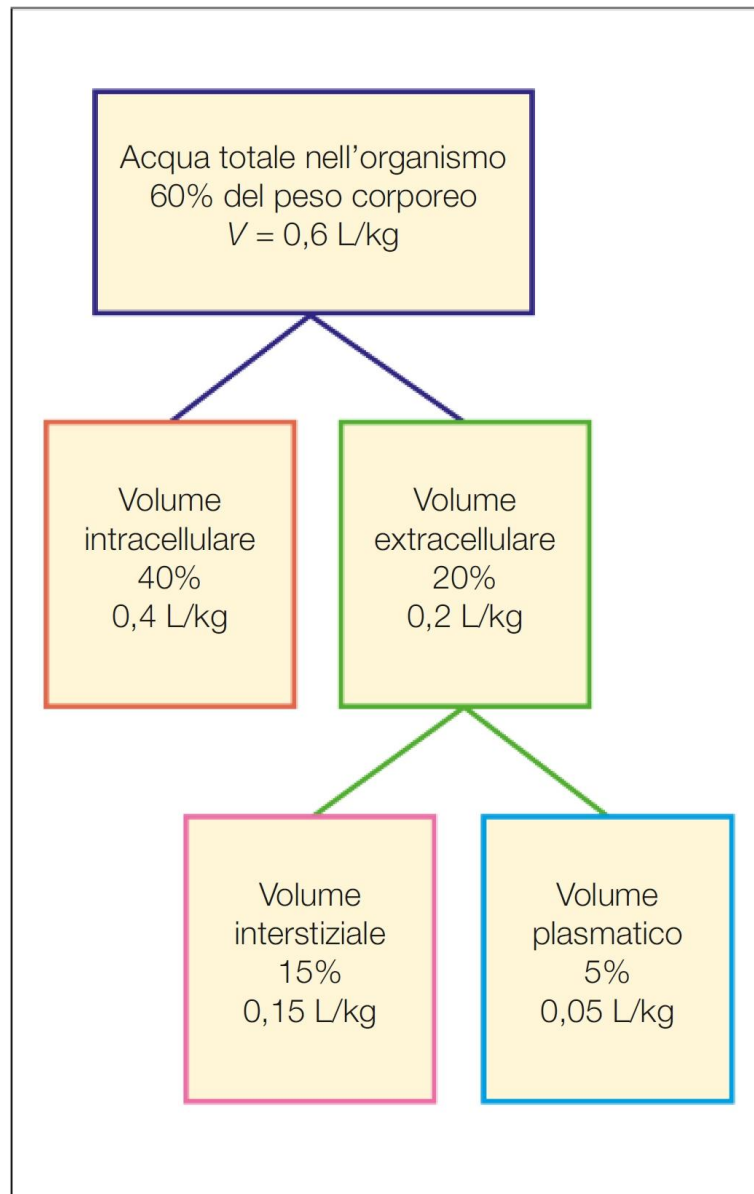


Figura 7.8 Distribuzione dell'acqua corporea.

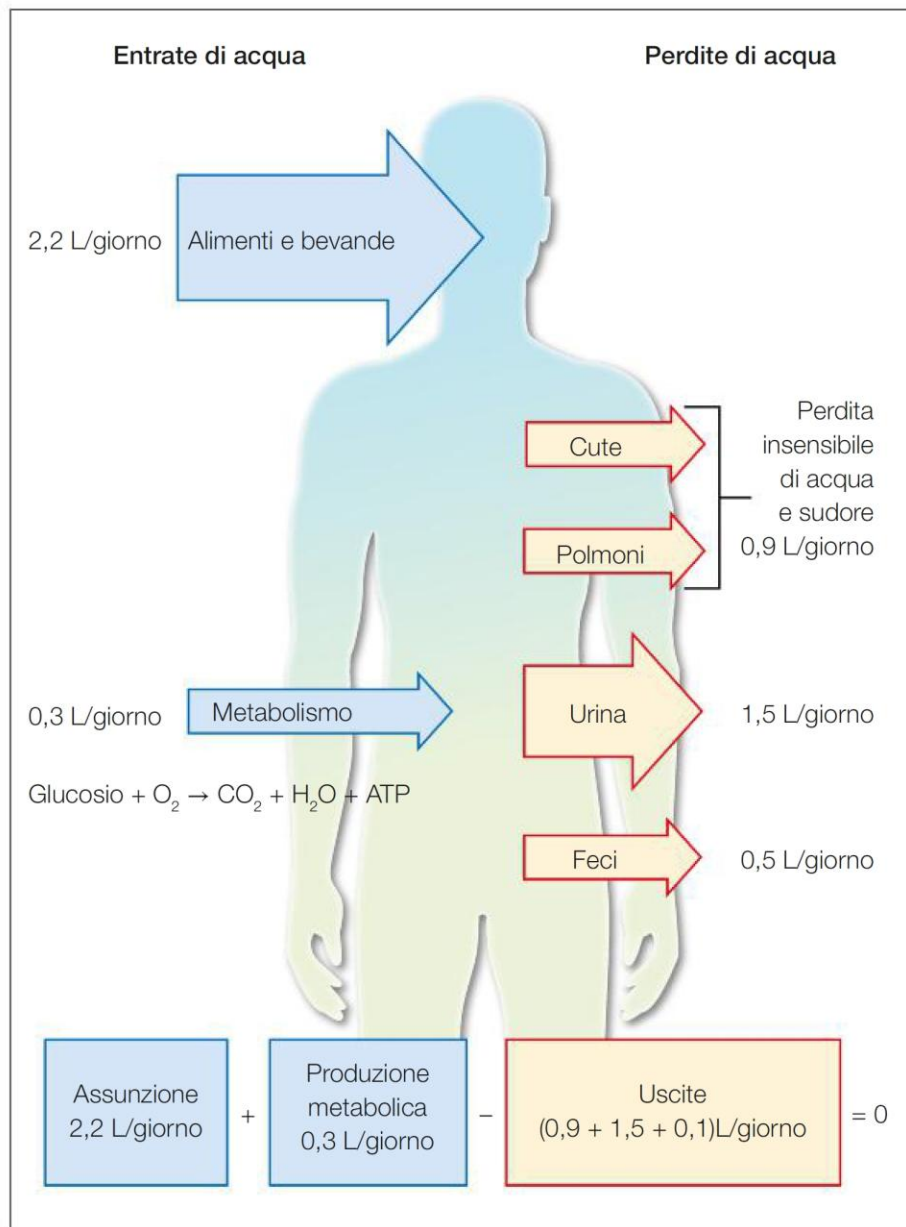


Figura 7.10 Bilancio idrico dell'organismo.

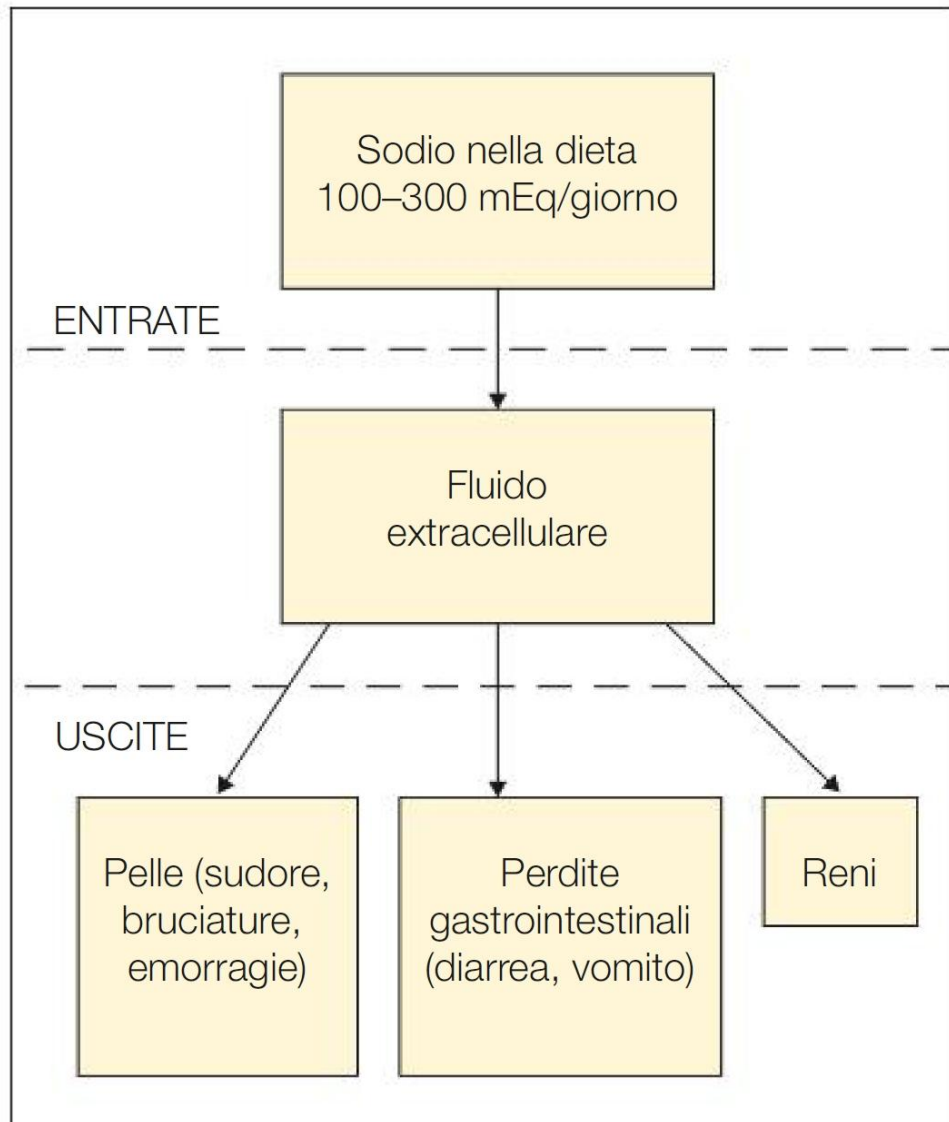


Figura 7.11 Importanza del sodio nella distribuzione dell'acqua tra i vari compartimenti.