

Propriétés colligatives des solutions

Les propriétés colligatives des solutions sont des propriétés physiques des solutions qui dépendent uniquement de la quantité totale de particules dissoutes (nombre de molécules ou ions), et non de leur nature chimique. Ces propriétés jouent un rôle important dans plusieurs domaines, notamment en biophysique.

Il existe quatre propriétés colligatives majeures :

1.1. Abaissement de la pression de vapeur

Lorsqu'un soluté non volatil est dissous dans un solvant, la pression de vapeur du solvant pur diminue.

Cela s'explique par la dilution des molécules du solvant par le soluté, ce qui diminue leur tendance à s'échapper sous forme de vapeur.

Loi de Raoult :

$$**P = P_0 \times X(\text{solvant})**$$

P : pression de la solution

P₀ : pression du solvant

X : fraction molaire

1.2. Élévation du point d'ébullition

Dissoudre un soluté non volatil dans un solvant augmente la température d'ébullition de la solution.

Cela se produit car l'abaissement de la pression de vapeur nécessite une température plus élevée pour que la pression de vapeur atteigne la pression atmosphérique.

$$\Delta T_e = K_e \times C_m$$

ΔT_e = augmentation du point d'ébullition,

K_e = constante d'élévation de l'ébullition

(propre au solvant),

C_m = molalité la solution (moles de soluté par kg de solvant).

1.3. Abaissement du point de congélation

Dissoudre un soluté abaisse la température à laquelle une solution commence à geler, car le soluté interfère avec la cristallisation du solvant.

$$\Delta T_c = K_c \times c_m$$

ΔT_c = abaissement du point de congélation,

K_c = constante cryoscopique (propre au solvant).

C_m = molalité de la solution.

1.4. Pression osmotique II

La pression osmotique est la pression exercée par les particules dissoutes pour empêcher l'entrée du solvant pur à travers une membrane semi-perméable (osmose).

Loi de Van 't Hoff :

$$\mathbf{P_i = MRT}$$

P_i = pression osmotique,

M = molarité de la solution,

**R = constante des gaz parfaits (0,082L
atm./mol/kelvin**

T = température absolue en Kelvin.

2. Propriétés colligatives en fonction de la nature des solutés

Les électrolytes (ex. : NaCl) se dissocient en ions, augmentant le nombre de particules en solution.

Le facteur de Van 't Hoff (i) est utilisé pour ajuster les calculs lorsque les solutés se dissocient :

i = Nombre total de particules formées par molécule dissociée

NaCl : (Na^+ et Cl^-), $i = 2$

CaCl₂ : (Ca^{2+} et 2 Cl^-), $i = 3$

Les solutés non électrolytes (ex. : glucose) ne se dissocient pas donc $i = 1$

3. Applications biologiques et médicales des propriétés colligatives

Les propriétés colligatives sont essentielles dans plusieurs contextes biologiques et médicaux :

3.1. Osmose et pression osmotique

Les cellules vivantes possèdent des membranes semi-perméables. La pression osmotique joue un rôle crucial dans la régulation de l'équilibre hydrique :

Milieu hypertonique : L'eau sort de la cellule (risque de plasmolyse ou déshydratation).

Milieu hypotonique : L'eau entre dans la cellule (risque de lyse cellulaire).

Milieu isotonique : Pas de mouvement net d'eau.

Exemple clinique : Les solutions physiologiques (ex. : sérum physiologique à 0,9 % NaCl) sont isotoniques pour éviter des dommages cellulaires.

3. Applications biologiques et médicales des propriétés colligatives

3.2. Cryo protection

L'abaissement du point de congélation est utilisé dans la conservation des cellules ou organes :

Ajout de solutés comme le glycérol ou le diméthylsulfoxyde (DMSO) pour prévenir la formation de cristaux de glace qui peuvent endommager les membranes cellulaires.

3.3. Élimination des déchets

Les reins utilisent les principes de l'osmose pour concentrer l'urine et maintenir l'équilibre hydrique et électrolytique.

3. Applications biologiques et médicales des propriétés colligatives

3.4. Perfusions et dialyse

En dialyse, la pression osmotique et la diffusion sont exploitées pour éliminer les déchets métaboliques (urée, créatinine) du sang des patients en insuffisance rénale.

3.5. Thérapies osmotiques

Les solutions hypertoniques (ex. : glucose hypertonique) sont utilisées pour réduire un œdème cérébral en attirant l'eau hors des tissus.

Les solutions hypotoniques peuvent être administrées en cas de déshydratation intracellulaire.

4. Propriétés colligatives et biophysiques

Étudier l'interaction des molécules biologiques dans des solutions complexes.

Analyser le comportement des membranes biologiques vis-à-vis des gradients osmotiques.

Optimiser les traitements basés sur l'osmose (dialyse, perfusion hypertonique).

Exemples pratiques des propriétés colligatives

1. Calcul de l'abaissement du point de congélation

Exemple : Combien le point de congélation d'une solution contenant 1 mole de NaCl dans 1 kg d'eau sera-t-il abaissé ?

Constante cryoscopique de l'eau : $1,86 \text{ .C}^\circ \cdot \text{Kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. Calcul de la pression osmotique

Exemple : Une solution contient 0,1 mole de glucose dans 1 L d'eau à 25°C. Quelle est la pression osmotique de cette solution ?

Exercices d'entraînement (Quelles sont les réponses justes ?)

1. Concernant les propriétés colligatives des solutions :

- A) Les propriétés colligatives dépendent uniquement du nombre de particules en solution.
- B) Les propriétés colligatives dépendent de la nature chimique des solutés.
- C) L'abaissement de la pression de vapeur est une propriété colligative.
- D) Les électrolytes et les non-électrolytes produisent le même effet colligatif à concentration égale.
- E) Les propriétés colligatives sont influencées par la température.

2. Concernant l'abaissement du point de congélation :

- A) Il est directement proportionnel à la concentration molaire du soluté.
- B) Il est indépendant de la constante cryoscopique du solvant.
- C) Un électrolyte provoque un abaissement plus important qu'un non-électrolyte à même concentration molaire.
- D) Plus la molalité est faible, plus l'abaissement est important.
- E) Il est calculé avec la formule : $\Delta T_c = K_c \times cm$

3. Concernant la pression osmotique :

- A) Elle est proportionnelle à la température absolue .
- B) Elle est calculée avec la formule : $\mathbf{P_i = MRT}$
- C) Elle est indépendante de la dissociation des électrolytes.
- D) Une solution hypertonique a une pression osmotique plus faible qu'une solution isotonique.
- E) Elle dépend de la molarité de la solution.

4. Concernant l'élévation du point d'ébullition :

4. Quelles sont les réponses justes ?

- A) Elle dépend de la constante d'élévation de l'ébullition (K_b) du solvant.
- B) Elle est plus importante pour une solution contenant un électrolyte dissocié.
- C) Elle diminue lorsque la concentration en soluté augmente.
- D) Elle est calculée avec la formule : $\Delta T_e = K_e \times cm$
- E) Elle ne dépend pas de la nature du soluté.

5. Comparaison des propriétés colligatives :

- A) Les propriétés colligatives sont identiques pour une molalité donnée, quelle que soit la nature du soluté.
- B) Les électrolytes augmentent le nombre de particules effectives en solution.
- C) Une solution de glucose produit une pression osmotique plus élevée qu'une solution de NaCl à même molalité.
- D) Les solutions isotoniques ont la même pression osmotique.
- E) Les solutions hypertoniques provoquent une lyse des cellules.

6. Cas pratiques liés aux propriétés colligatives :

- A) Une solution saline (NaCl) à 0,9 % est isotonique avec le plasma sanguin.
- B) Une solution hypertonique peut être utilisée pour traiter un œdème cérébral.
- C) La pression osmotique est plus faible pour une solution de KCl que pour une solution de NaCl à même molarité.
- D) Une solution de glycérol diminue le point de congélation de l'eau.
- E) Les solutions isotoniques sont toujours sans danger pour les cellules.

7.Rôle de l'osmose dans la conservation des vaccins

L'osmose intervient dans la conservation des vaccins en :

- A. Prévenant la lyse des cellules contenues dans le vaccin.
- B. Évitant la déshydratation des composants actifs.
- C. Augmentant l'immunogénicité des antigènes.
- D. Stabilisant la température du vaccin.
- E. Remplaçant les adjuvants.

8.Utilisation de solutions isotoniques dans les vaccins

Pourquoi utilise-t-on des solutions isotoniques dans la formulation des vaccins ?

- A. Pour éviter la rupture des membranes cellulaires.
- B. Pour améliorer la diffusion des antigènes après injection.
- C. Pour modifier le pH du vaccin.
- D. Pour prolonger la durée de conservation.
- E. Pour réduire les effets secondaires immédiats.

9.Rôle de l'osmose dans la progression tumorale

L'osmose joue un rôle dans la croissance tumorale en :

- A. Facilitant l'accumulation de liquide interstitiel dans la tumeur.
- B. Modifiant la pression osmotique autour des cellules cancéreuses.
- C. Réduisant l'hypoxie tumorale.
- D. Augmentant la perméabilité des vaisseaux sanguins tumoraux.
- E. Diminuant l'inflammation locale.

10.Impact de l'osmose sur le volume cellulaire dans les cancers

L'osmose influence le volume des cellules cancéreuses en :

- A. Régulant l'entrée et la sortie de l'eau.
- B. Modifiant l'équilibre ionique intracellulaire.
- C. Diminuant la prolifération des cellules tumorales.
- D. Réduisant la production de protéines oncogéniques.
- E. Induisant l'autophagie.

Cas clinique 1 : Œdème cérébral et solution hypertonique

Un patient atteint d'un traumatisme crânien développe un œdème cérébral (accumulation d'eau dans le cerveau). Une solution hypertonique de mannitol est administrée.

Pourquoi utilise-t-on une solution hypertonique pour traiter cet œdème ?

Quel est l'effet osmotique de cette solution sur les cellules cérébrales ?

Cas clinique 2 : Préservation des cellules par cryopréservation

Dans un laboratoire, on veut congeler des cellules humaines pour des recherches futures. Une solution contenant 10 % de glycérol est utilisée comme cryoprotecteur.

Pourquoi ajoute-t-on du glycérol pour préserver les cellules lors de la congélation ?

Comment les propriétés colligatives du glycérol empêchent-elles la formation de cristaux de glace nocifs pour les cellules ?

Bon courage

