

LC4 - Potentiel Chimique en phase condensée

Lise Boutenègre & Raphaël Rullan

| Élément imposé – Osmométrie

Introduction Pédagogique

| Niveau : L2

Pré-requis

- Premier et second principe de la thermodynamique **L1**
- Notion d'enthalpie libre **L1**
- Utilisation des dérivées partielles **L1**
- Grandeurs molaires partielles **L2**
- Identité d'Euler **L2**
- Potentiel chimique : définition, potentiel chimique d'un gaz **L2**

Difficultés

- Utilisation des dérivées partielles et faire le lien entre les différentes grandeurs et fonctions d'état.
- Comprendre et appliquer les bonnes hypothèses pour un système donné.
- Signification physique du potentiel-chimique.
- Notations et rigueur sur ce dont on parle, conventions choisies.

Applications

- **Activité documentaire** : Potentiel chimique en phase gaz
- **TP** : Utilisation de l'osmomètre de Dutrochet pour l'illustration du phénomène d'Osmose

Objectifs – Reconnaître l'état physique du composé B que l'on étudie et préciser l'état standard de référence correspondant. Lorsque deux corps purs sont en équilibre dans deux phases différentes, il faut écrire l'égalité des deux potentiels chimiques puis développer les deux termes de l'égalité.

Cette leçon serait placée en L2 où je la pense la plus adaptée en terme de niveau et de connaissances. Les notions de thermodynamiques ont été acquises en général au niveau L1 donc ça permet déjà d'avoir un certain recul sur ces notions et propose de plus grandes possibilités. Cette leçon n'est pas une leçon de début d'année, dans la mesure où elle nécessite l'introduction supplémentaire thermodynamique et

de thermochimie avec l'enthalpie libre et une utilisation plus poussée des dérivées partielles. Le potentiel chimique est une notion difficile je pense à aborder dans le sens où c'est une notion difficile à appréhender "chimiquement". Elle peut sembler comme être artificiel dans le sens ou très mathématique finalement. La présentation d'aujourd'hui essayera au maximum d'ancrer cette notion dans le concret afin de donner une approche "physique de cette grandeur". La difficulté vient aussi du fait que c'est une notion intégrative qui va nécessiter les autres notions vues en thermodynamique durant les différentes années du cursus de l'étudiant. Cette leçon ne serait pas la première de la séquence et les élèves auraient déjà vu ce qu'est le potentiel chimique, sa définition, critère d'équilibre ainsi que le potentiel chimique dans le cas des gaz.

Notre élément imposé l'osmose, va jouer un rôle important ici car il va permettre à la fois de donner un cadre et d'illustrer ce potentiel chimique et permettre aux élèves de le rattacher à un système physique.

Une autre difficulté qui est aussi particulièrement importante est la compréhension et l'utilisation des hypothèses. Ce sera un objectif clair ici que les élèves puissent repartir en comprenant et sachant les appliquer.

A vérifier mais parti pris de ne pas traiter en premier le gaz parfait et de le voir en analyse documentaire plus ensuite revenir dessus après. Bien que souvent présenté en premier, les hypothèses à appliquer paraissent plus difficile à comprendre et appliquer.

Source – Thermodynamique Chimique, Brénon-Audat ; Thermodynamique matériaux PC, Les nouveaux précis Bréal

Introduction

Bonjour, avez-vous déjà entendu parler de l'Osmose ? Probablement que oui parce que c'est un phénomène qui est désormais bien connu et qui est surtout est maintenant au centre de certaines technologies clés comme par exemple pour la désalinisation de l'eau dans des pays du moyen-orient. C'est un phénomène physico-chimique qui intervient à différentes échelles, à l'échelle industrielle comme évoqué précédemment pour la désalinisation de l'eau ou encore comme source d'énergie. C'est également un phénomène qui a son importance à petite échelle, en biologie par exemple, c'est vital chez les plantes par l'intermédiaire d'une force : la pression osmotique.

Définition – **Osmose** : Phénomène de diffusion de la matière caractérisé par le passage de molécules de solvant d'une solution vers une autre à travers la membrane semi-perméable qui sépare ces deux solutions dont les concentrations en soluté sont différentes ; le transfert global de solvant se fait alors de la solution la moins concentrée vers la solution la plus concentrée jusqu'à l'équilibre.

De ce phénomène découle une force appelée la pression osmotique qui a une grande importance dans les milieux biologiques. Un exemple d'illustration pour le moins cocasse de cette phénomène peut être observé dans l'extrait suivant :

Vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=OYoaLzobQmk> à partir de 45 secondes.

Contexte : donc on a des cellules sanguines et on change le milieu de celles-ci. Et on observe ce qui se passe. Boum ça explose.

L'objectif de la séance d'aujourd'hui va être de comprendre un peu mieux ce phénomène et pour cela nous allons utiliser les potentiels chimiques.

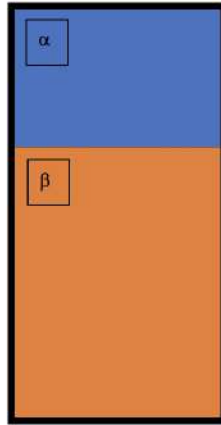


Figure 1 – Schéma du système bi-phasique

1 Le potentiel chimique concept et propriétés

1 Définition du potentiel chimique

On définit le potentiel chimique comme :

Définition — Soit n_i la quantité de matière du constituant i dans la phase et G l'enthalpie libre de cette phase. Par définition le potentiel chimique du constituant i est :

$$\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{T, P, n_{j \neq i}} \quad (1)$$

Physiquement qu'est-ce que c'est ? Une fois qu'on a dit cela, qu'est-ce qu'on peut dire d'intelligent. On peut dire que ça correspond à l'énergie molaire nécessaire pour placer l'espèce dans la phase en question en prenant pour référence l'espèce dans le vide. C'est une façon plus avec les doigts de voir les choses.

2 Propriété du potentiel chimique à l'équilibre

Ce potentiel présente différentes propriétés dont une qui va être particulièrement importante dans notre cas :

Propriété : Lorsque deux phases d'un corps pur coexistent, leurs potentiels chimiques sont égaux.

Soit un système composé de deux phases :

On se place dans le cas le plus général possible. On considère pour la phase alpha la température T^α , la pression P^α et la quantité de matière n_i^α , ainsi que l'enthalpie libre G^α .

A l'équilibre thermique on a :

$$T^\alpha = T^\beta = T \quad (2)$$

A l'équilibre mécanique :

$$P^\alpha = P^\beta = P \quad (3)$$

On a un système qui est fermé donc :

$$n_i^\alpha + n_i^\beta = n \quad (4)$$

L'enthalpie libre du système est par extensivité :

$$G = G^\alpha + G^\beta \quad (5)$$

Ainsi :

$$dG = dG^\alpha + dG^\beta = (V^\alpha + V^\beta)dP - (S^\alpha + S^\beta)dT + \sum_i (\mu_i^\alpha dn_i^\alpha + \mu_i^\beta dn_i^\beta) \quad (6)$$

On a également :

$$dn_i^\alpha + dn_i^\beta = 0 \quad (7)$$

donc :

$$dG = VdP - SdT + \sum_i ((\mu_i^\alpha - \mu_i^\beta)dn_i^\alpha) \quad (8)$$

A l'équilibre isotherme-isobare : on simplifie les dP et dT donc G minimum implique que :

$$\left(\frac{\partial G}{\partial n_i^\alpha} \right)_{P,T,n_j} = 0 \quad (9)$$

Donc on trouve que les potentiels chimiques sont égaux dans les deux phases ce qui est particulièrement intéressant dans notre cas.

3 Evolution de la réaction

La composition d'un système physico-chimique peut varier :

- soit par suite de transformation physico-chimique (seule possibilité si le système est fermé)
- soit en plus, par suite d'un transfert de matière avec l'extérieur si le système est ouvert.

Pour un système fermé sans variation de composition où le seul travail est celui des forces de pression extérieures. Les fonctions d'état ne dépendent que de deux variables. U(V,S) et G(T,P). Pour un système monophasé, de composition variable comportant N constituants, les quantités n_i des constituants sont aussi des variables d'état. Les fonctions d'état extensives du système dépendent alors de N+2 variables indépendantes.

A partir de là, on peut définir le sens d'évolution d'un système hors équilibre.

$$dG = \sum_i (\mu_i^\alpha - \mu_i^\beta)dn_i^\alpha \quad (10)$$

Qui évolue spontanément de manière à minimiser dG soit $dG < 0$. Une espèce i se déplace spontanément vers les potentiels chimiques décroissants.

Nous avons dans cette partie défini le potentiel chimique de la manière la plus générale possible et démontré une propriété importante de celui-ci. Nous allons maintenant dans ce cadre nous intéresser au cas des phases condensées.

Commentaire : on peut observer l'influence de P et T sur le potentiel chimique. On applique le théorème de Schwarz.

$$\frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right) = \frac{\partial}{\partial n_i} \left(\frac{\partial G}{\partial T} \right) \quad (11)$$

$$\frac{\partial \mu_i}{\partial T} = \frac{\partial(-S)}{\partial n_i} = -S_{m_i} \quad (12)$$

Avec S_{m_i} l'entropie molaire du mélange.

Si on fait la même chose pour l'influence de P :

$$\frac{\partial}{\partial P} \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right) = \frac{\partial}{\partial n_i} \left(\frac{\partial G}{\partial P} \right) \quad (13)$$

$$\left(\frac{\partial \mu_i}{\partial P}\right) = V_{m_i} \quad (14)$$

En phase gazeuse V_{m_i} dépend de P , on ne s'intéresse pas à ce cas.

2 Potentiel chimique dans le cadre d'une phase condensée

1 Cas de la phase pure condensée

Définition – Corps pur : unique constituant de la phase

Des phases condensées sont considérées indépendantes de la pression. On définit l'état corps par une astérisque

$$\left(\frac{\partial \mu^*}{\partial P}\right)_T = V_{m^*} = \frac{M}{\rho} \quad (15)$$

A T constante

$$d\mu^* = \frac{M}{\rho} dP \quad (16)$$

On intègre entre une pression P^0 de référence et la pression P

$$\mu^*(T, P) = \mu^0(T) + \frac{M}{\rho}(P - P^0) \quad (17)$$

On considère qu'en chimie la variation $\frac{M}{\rho}(P - P^0)$ est très faible. Sauf justement dans le cas de l'osmose que l'on considérera après.

$$\mu^*(T, P) \approx \mu^0(T) \quad (18)$$

On a ici le potentiel dans le cadre d'une phase pure, néanmoins que se passe-t'il comme quand dans 99% des cas en chimie on a une phase qui contient plusieurs éléments, par exemple de l'hémoglobine et de l'eau comme solvant ?

2 Mélange en phase condensée

Attention, dans un premier temps on doit faire attention aux conventions que l'on utilise parce que ça va donner une signification physique différente.

Définition – En "convention mélange", les expressions du potentiel chimique des constituants font référence aux corps purs ; en "convention solution", les expressions du potentiel chimique font référence au comportement infiniment dilué en solution.

2.1 Mélange idéal

Un mélange est idéal si, pour tout constituant i , le potentiel chimique est relié au potentiel chimique du constituant i pur et à sa fraction molaire x_i par l'expression :

$$\mu_i^{id}(T, P, cd, x_i) = \mu_i^*(T, P, cd) + RT \ln(x_i) \quad (19)$$

Convention mélange $\mu_i^*(T, P, cd)$ potentiel chimique du composant pur dans l'état physique considéré pour le mélange, sous la pression P et à la température T .

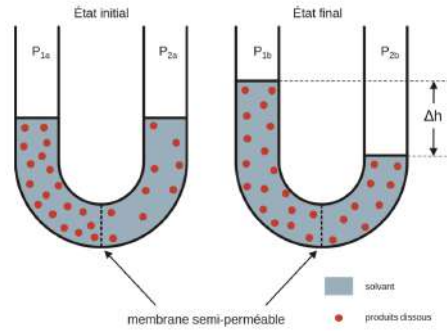


Figure 2 – Osmose

2.2 Mélange non-idéal

Une solution idéale implique des conditions impossibles à atteindre, on utilise en pratique uniquement des solutions non idéales. On approxime le comportement non idéal en introduisant un facteur de non idéalité.

$$\gamma_i = \frac{a_i}{x_i} \quad (20)$$

Pour une solution, on fait référence à un état infiniment dilué. On peut écrire le potentiel chimique en fonction de différentes grandeurs : molalité, concentration et fraction molaire.

Faire un tableau récap sur un slide pour les différents cas et expliquer.

Nous avons réussi à exprimer les potentiels chimiques selon différentes conditions et nous allons voir comment on peut appliquer ça et l'utiliser pour l'osmométrie.

3 Application à l'Osmométrie

Définition – Osmométrie : L'osmométrie est une méthode permettant de déterminer la masse molaire d'un soluté.

1 La formule de Van't Hoff

On va pouvoir appliquer cela à un exemple : la détermination de la masse molaire de l'hémoglobine. Mais avant cela, nous allons devoir déterminer le lien entre pression osmotique concentration ... Et pour cela on va devoir passer par les potentiels chimiques.

On va se servir de la propriété démontrée dans la partie 1 et de l'expression des potentiels chimiques en phase condensée de la partie 2. On a du solvant dans deux compartiments donc on a :

$$\mu_{\text{solvant}}^A(T, P, x_1 = 1) = \mu_{\text{solvant}}^B(T, P + \Pi, x_1) \quad (21)$$

$$\mu_{\text{solvant}}^*(T, P) = \mu_{\text{solvant}}^*(T, P + \Pi) + RT \ln(x_1) \quad (22)$$

$$-\mu_{\text{solvant}}^*(T, P) + \mu_{\text{solvant}}^*(T, P + \Pi) = -RT \ln(x_1) \quad (23)$$

On sait qu'on a :

$$d\mu = V_m dP \quad (24)$$

On intègre entre P et $P+\Pi$.

$$\int_P^{P+\Pi} d\mu^*(T, P) = V_m \int_P^{P+\Pi} dP \quad (25)$$

$$-\mu_{\text{solvant}}^*(T, P) + \mu_{\text{solvant}}^*(T, P + \Pi) = V_m \times (P + \Pi - P) \quad (26)$$

Ce qui donne finalement :

$$v_{\text{solvant}}^* \Pi = -RT \ln(x_1) \quad (27)$$

N'oublions pas ici notre objectif, obtenir à partir de la mesure de la pression osmotique la masse molaire.

On a par conservation de la matière : $x_1 = 1 - x_2$.

On se place dans l'approximation des solutions infiniment diluées où on peut dire que $x_2 \ll 1$ d'où :

$$\ln(x_1) = \ln(1 - x_2) \approx -x_2 \quad (28)$$

On a dans ce régime là également :

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \approx \frac{n_2}{n_1} \quad (29)$$

En appliquant l'identité d'Euler on a :

$$V = n_{\text{solvant}} v_{\text{solvant}}^* + n_{\text{solute}} v_{\text{solute}}^* \quad (30)$$

$$V = n_1 v_1^* + n_2 v_2^* \quad (31)$$

$$V \approx n_1 v_1^* \quad (32)$$

En injectant dans l'équation obtenue précédemment :

$$v_{\text{solvant}}^* \Pi = -RT \ln(x_1) \quad (33)$$

$$v_{\text{solvant}}^* \Pi = RT x_2 \quad (34)$$

$$v_{\text{solvant}}^* \Pi = RT \frac{n_2}{n_1} \quad (35)$$

$$V \Pi = RT n_2 \quad (36)$$

$$\Pi = RT [\text{solute}] \quad (37)$$

Félicitation, nous avons obtenu la formule de la pression osmotique (formule de Van't Hoff). Cette formule est homogène à une pression (à vérifier). Cette loi est colligative c'est à dire qui ne dépend que des concentrations des espèces et pas de ces espèces. On peut calculer Π avec les lois de l'hydrostatique : $\Pi = \rho gh$. C'est cette formule qui permet de remonter à la pression osmotique.

Système : solution de 0.5g d'hémoglobine dans 100mL de solvant. à 25 degrés on mesure une pression osmotique de $\Pi = 193 \text{ Pa}$. Donc par application de la formule précédente on a :

$$\Pi = RT [\text{hémoglobine}] \quad (38)$$

$$\Pi = RT \frac{n_{\text{hem}}}{V} \quad (39)$$

$$\Pi = RT \frac{m_{\text{hem}}}{M_{\text{hem}} V} \quad (40)$$

$$M_{\text{hem}} = \frac{m_{\text{hem}} RT}{V \Pi} \quad (41)$$

En faisant l'application numérique avec un volume de 100 mL et une température de 298K et une pression 1 atmosphère, on trouve $M = 64186 \text{ g.mol}^{-1}$ ce qui est proche de la valeur théorique $M = 64485 \text{ g.mol}^{-1}$. Dommage qu'il n'y ai pas d'incertitudes, à critiquer.

2 Utilisation de l'Osmométrie

L'osmométrie est une méthode très utilisée dans certains domaines de la chimie, comme par exemple pour les polymères. En effet, c'est une méthode de choix pour celle-ci car elle permet de remonter facilement à la masse molaire du composé. Cela permet en fait de remonter à la masse moléculaire en nombre de ceux-ci. (voir p.170 Hallary, p.133 Fontanille)

4 L'osmose dans la vie de tous les jours

Nous avons pu voir sur quel principe reposait l'osmose dans la partie précédente. Ce phénomène a des implications importantes dans la vie courante. On peut maintenant expliquer la vidéo du début :

1 L'osmose dans les milieux biologiques

Dans la vidéo de départ, qu'est-ce qu'il se passe :

- Dans un premier temps, on met la cellule dans un milieu qui est hypertonique, c'est à dire dont la salinité est supérieure (et à donc une pression osmotique supérieure) à l'intérieur de la cellule sanguine. Ainsi, l'eau contenue de la cellule sanguine se déplace vers le milieu extérieur donc la cellule va se flétrir et mourir.
- Dans un second temps, la cellule est mise dans un milieu isotonique, c'est à dire que la concentration interne de la cellule est la même que celle de la solution. Il n'y a donc pas de changements.
- Finalement, la cellule est mise dans un milieu hypotonique, c'est à dire donc la condition en sel est inférieure à celle de la cellule ; La pression osmotique est donc inférieure. L'eau entre donc dans la cellule. Il peut y avoir explosion ce qui est visible dans la vidéo.

L'adaptation de la concentration d'une solution est très importante notamment au niveau des transfusions sanguines.

2 Application à l'Osmose inverse

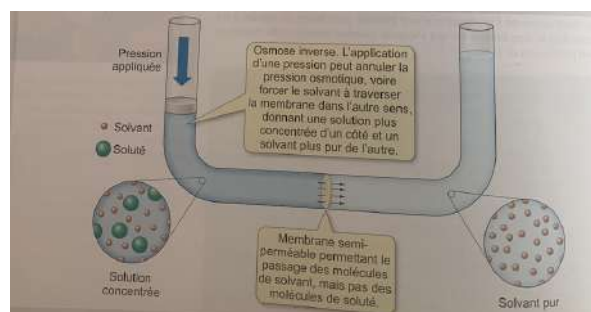


Figure 3 – Principe de l'Osmose inverse

Le principe est le suivant : on applique une pression sur le compartiment avec le composé non pur. On applique une pression contrebalançant la pression osmotique. Le solvant traverse la membrane dans l'autre sens. Du solvant non pur vers le solvant non pur. Cette méthode demande moins d'énergie que la distillation. Utilisation à grande échelle et à petite échelle en labo pour avoir de l'eau ultrapure. (p.851 Chimie cube).

Conclusion

Nous avons pu au cours de cette leçon avoir une introduction aux potentiels chimiques, et relier cela à des grandeurs physique. Nous reverrons ce potentiel chimique à de nombreux endroits notamment par exemple en électrochimie où on définira de façon analogue un potentiel électrochimique. Nous avons également pu voir des applications de celui-ci sur un domaine qui est particulièrement important, et nous avons pu voir comment à partir d'une mesure abstraite on peut obtenir quelque chose de très concret.

Annexe

Grandeurs molaires partielles

Définition – Grandeur molaire : la grandeur molaire est la valeur prise par la valeur extensive divisé par n

$$Z_m = \frac{Z}{n} \quad (42)$$

$Z(n, T, P)$ est extensive, $Z_m(T, P)$ est intensive.

$$Z(n, T, P) = nZ_m(T, P)$$

$$Z_m = \left(\frac{\partial Z}{\partial n} \right)$$

Pour, $Z(n, T, P)$:

$$dZ(n, T, P) = \left(\frac{\partial Z}{\partial T} \right)_{P, n} dT + \left(\frac{\partial Z}{\partial P} \right)_{T, n} dP + \left(\frac{\partial Z}{\partial n} \right)_{P, T} dn$$

$$dZ(n, T, P) = \left(\frac{\partial Z}{\partial T} \right)_{P, n} dT + \left(\frac{\partial Z}{\partial P} \right)_{T, n} dP + Z_m dn$$

Identité d'Euler

Soit une valeur extensive Z, on a :

$$Z = \sum_i n_i Z_{m_i}$$

Equation de Gibbs-Duhem

$$dG = VdP - SdT + \sum_i \mu_i dn_i \quad (43)$$

$$G = \sum_i \mu_i n_i \quad (44)$$

$$dG = d\left(\sum_i n_i \mu_i\right) = \sum_i \mu_i dn_i + \sum_i n_i d\mu_i \quad (45)$$

$$\sum_i n_i d\mu_i = -SdT + VdP \quad (46)$$

Dessalement de l'eau

Dessalement de l'eau de mer : passer de 35 g/L à moins de 350 mg/L. On se base sur l'osmose inverse. On utilise la formule, les pressions à appliquer sont de l'ordre de 60 à 80 bars. Problème encrassement des filtres.

5 Commentaire et Questions/Réponses

1 Questions

Questions	Réponses
<i>Problème sur la masse molaire de l'hémoglobine ?</i>	Cohérence entre le nombre de chiffres significatifs du résultats et ceux des données.
<i>En intro, évocation de l'osmose pour la désalinisation, est-ce possible d'en dire plus ?</i>	Osmose inverse
<i>Problèmes rencontrés pour l'utilisation de cette méthode</i>	Membranes qui doivent être changées, Coûteux en énergie
<i>Et de l'osmose comme source d'énergie ?</i>	Centrale osmotique
<i>Quelles sont les limites d'applications de l'osmométrie ?</i>	S'applique seulement aux masses molaires élevées, Soluble dans un solvant avec membranes semi-perméables compatibles, Tailles différentes pour la molécule et le solvant.
<i>La quantité de matière du soluté intervient dans les équations qu'est ce qui peut faire qu'on n'ait pas accès à cette grandeur ? Ne fonctionne pas avec les polyélectrolytes, pourquoi ?</i>	Limites pour les espèces qui ne se dissocient pas complètement ou qui s'associent en solution pour lesquelles on ne sait donc pas ce qu'on a en solution.
<i>Propriété colligative ?</i>	Propriété qui ne dépend que de sa concentration et non de la nature de la substance.
<i>Pourquoi avoir retiré la constance selon la quantité de matière pour la dérivée partielle de μ^{ast} par rapport à la pression ?</i>	Ok car potentiel chimique grandeur intensive.
<i>Hypothèses faites lors de la construction du potentiel chimique pour un corps pur ?</i>	Incompressible, Petits intervalles de pression autour de P° , négliger les effets de volume sur les phases condensées par rapport aux phases gaz.
<i>Possible de revenir sur cette idée que le potentiel chimique est l'énergie nécessaire pour emmener un composant d'une phase à une autre ?</i>	Travail réversible pour emmener une quantité de matière du corps pur jusqu'au sein du système.
<i>Quelque chose de "clinquant" à dire sur la formule de Van't Hoff ? (Une remarque "ex" : Remarque d'excellence)</i>	Prix Nobel à Van't Hoff en 1901.
<i>Est ce que l'osmométrie est une mesure de masse molaire très courante ? Comment peut on mesurer la masse molaire d'une autre matière ?</i>	Spectrométrie de masse.

Pourquoi la cellule explose dans la vidéo du début ?

On passe d'une situation où la solution à l'extérieur de la cellule et celle de la cellule sont proches et on change pour une solution d'eau distillée donc tous les ions de la cellule veulent aller en solution et alors la cellule explose. PS : Ne pas boire d'eau distillée.

Où placeriez vous cette leçon dans votre séquence pédagogique ?

Possible d'en dire plus sur l'activité complémentaire étude d'un gaz ?

Remarque : Le potentiel chimique du gaz parfait doit être dans un cours pas dans une activité complémentaire.

Possible de réexpliquer l'osmomètre de Dutrochet ?

Tube en verre avec un ballon avec une membrane semi-perméable. On remplit le ballon avec la solution et on plonge ça dans de l'eau distillée et on mesure la variation de volume. On peut appliquer alors la relation de la statique des fluides et trouver la pression osmotique.

Phénomène d'osmose entropique ou enthalpique ?

Si le phénomène est présent avec un mélange idéal : entropique. D'après la formule de Van't Hoff à partir du mélange idéal le phénomène est purement entropique.

2 Commentaires

Éviter l'emploi de mots tels que "amusant" et faire attention aux tics de langages "du coup" par exemple.

Pour éviter les confusions, dans le potentiel chimique des corps purs ne pas supprimer la pression. Cela nécessite une approximation qui est annulée dans la partie suivante il vaut donc mieux éviter pour un cours.

Essayer d'avoir une figure qui ne laisse pas l'impression que le plus important est que les concentrations soient égales à la fin. Il faut modifier la figure pour contrer l'effet visuel que le solvant se déplace uniquement pour équilibrer les concentrations et qu'il n'y a pas d'effet de pression.

Essayer d'augmenter le niveau de rigueur sur les indices, les astérisques, les indices,... Globalement, le cours est revenu très loin sur le potentiel chimique en phase condensée ce qui donne l'impression d'être passé trop vite sur le potentiel chimique ET trop vite sur l'osmométrie. Avec cet élément imposé il faudrait partir avec la connaissance des potentiels chimiques en pré-requis et faire une leçon entière sur le phénomène d'osmose. Dommage de ne pas avoir montré plus la capacité à réaliser une démonstration bien formalisée. Dommage de faire l'osmométrie en 7 min. Dommage de ne pas se mettre plus en valeur sur ce sujet en traitant principalement l'osmose. De toute façon potentiel chimique en phase condensée est bien trop riche pour une leçon il faut donc choisir.