

PLAN DE CHAPITRE



Svante Arrhenius, le pionnier des changements climatiques..... XX

1.1 La nature des solutions XX

1.2 Le processus de dissolution..... XX

1.3 Les facteurs qui influent sur la solubilité..... XX



Le lac meurtrier..... XX

1.4 L'expression de la composition d'une solution..... XX

1.5 Les solutions idéales et la loi de Raoult XX

1.6 Les propriétés colligatives des solutions de non-électrolytes XX



La désalinisation de l'eau de mer..... XX

1.7 Les propriétés colligatives des solutions d'électrolytes..... XX

Résumé XX

Équations clés XX

Qu'avez-vous retenu? XX

Problèmes XX

Les propriétés physico-chimiques des solutions

Les propriétés d'une solution sont très différentes de celles de son solvant. La solubilité des molécules de sucre dans l'eau est principalement due à la formation de liaisons hydrogène entre le soluté et le solvant.

OBJECTIFS D'APPRENTISSAGE

- Identifier et distinguer les types de solutions;
- Prédire la miscibilité de deux liquides en fonction des forces intermoléculaires qui les constituent;
- Prédire l'effet de la température, de la pression et de la polarité sur la solubilité;
- Effectuer divers calculs en rapport avec la préparation et la dilution des solutions;
- Connaître et comprendre différents modes d'expression de la composition des solutions, et effectuer les calculs appropriés;
- Décrire et appliquer les propriétés colligatives aux solutions électrolytiques et non électrolytiques.



Consultez les ressources en ligne sur la plateforme *i+ Interactif*

- Animations
- Compléments pédagogiques
- Réponses aux questions « Qu'avez-vous retenu ? »



Repérez les marqueurs pour un accès instantané à des animations sur :

- Les électrolytes forts, les électrolytes faibles et les non-électrolytes (1.1)
- L'hydratation (1.2)

PLAN DE CHAPITRE

 L'aluminium : des possibilités sans fin ?	XX	6.6 Quelques applications des principes d'oxydoréduction	XX
6.1 Les réactions d'oxydoréduction	XX	 Les bactéries, une source d'énergie électrique	XX
6.2 L'équilibrage des équations d'oxydoréduction	XX	Résumé	XX
6.3 Les titrages d'oxydoréduction (redox)	XX	Équations clés	XX
 L'alcootest	XX	Qu'avez-vous retenu ?	XX
6.4 Les cellules galvaniques	XX	Problèmes	XX
6.5 L'effet de la concentration sur la fem d'une cellule	XX		



Les réactions d'oxydoréduction et l'électrochimie

L'hydrogène gazeux produit par la lumière est capté sur une photoélectrode. Cette utilisation de l'énergie lumineuse pour produire de l'hydrogène par la décomposition de l'eau pourrait jouer un rôle important comme source d'énergie dans le déploiement de la technologie des piles à combustible.

OBJECTIFS D'APPRENTISSAGE

- Équilibrer les réactions d'oxydoréduction par la méthode des demi-réactions ;
- Utiliser les diagrammes de cellules pour décrire adéquatement des cellules galvaniques ;
- Calculer la force électromotrice d'une cellule électrochimique ;
- Prédire la spontanéité d'une réaction d'oxydoréduction à l'aide des potentiels standard de réduction ;
- Prévoir l'effet de la concentration sur la force électromotrice d'une cellule ;
- Connaître et décrire certains procédés mettant en jeu des réactions d'oxydoréduction.



Consultez les ressources en ligne sur la plateforme *i+ Interactif*

- Animations
- Compléments pédagogiques
- Réponses aux questions « Qu'avez-vous retenu ? »



Repérez les marqueurs pour un accès instantané à des animations sur :

- Les cellules galvaniques (6.4)



Consultez le complément pédagogique « Quelques opérations mathématiques ».



Puisque $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$ et $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}$, la constante des gaz parfaits peut être exprimée en $\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ou en $\text{kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ sans que sa valeur soit modifiée.

2.4.3 L'équation d'Arrhenius

La relation exprimant la façon dont la constante de vitesse dépend de la température, connue sous le nom d'**équation d'Arrhenius**, se traduit par l'équation suivante :

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

← Équation clé — 2.13

où E_a est l'énergie d'activation de la réaction (en kilojoules par mole); R , la constante des gaz parfaits ($8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$); T , la température (en kelvins); et e , la base du logarithme naturel. La grandeur A , appelée « facteur de fréquence », représente la fréquence des collisions. On peut la considérer comme constante dans un système réactionnel donné pour un grand écart de températures. L'équation 2.13 indique que la constante de vitesse est directement proportionnelle à A et, par conséquent, à la fréquence des collisions. De plus, à cause du signe négatif associé à l'exposant E_a/RT , la constante de vitesse diminue à mesure que l'énergie d'activation augmente, et elle s'accroît quand la température augmente. Cette équation peut s'exprimer sous une forme plus pratique avec le logarithme naturel de chaque membre :

$$\ln k = \ln Ae^{-E_a/RT}$$

ou

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

← Équation clé — 2.14

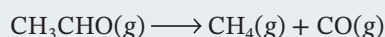
L'équation 2.14 a la forme d'une équation linéaire. Donc, la mise en graphique de $\ln k$ en fonction de $1/T$ donne une droite dont la pente, m , est égale à $-E_a/R$ et dont l'ordonnée à l'origine, b , correspond à $\ln A$:

$$\begin{array}{ccccccc} \ln k & = & \left(\frac{-E_a}{R} \right) & \left(\frac{1}{T} \right) & + & \ln A \\ \updownarrow & & \updownarrow & \updownarrow & & \updownarrow \\ y & = & m & x & + & b \end{array}$$

← Équation clé — 2.15

EXEMPLE 2.8 L'application de l'équation d'Arrhenius pour calculer une énergie d'activation

Les constantes de vitesse de la décomposition de l'acétaldéhyde (CH_3CHO) :



ont été mesurées à cinq températures différentes. Déterminez graphiquement l'énergie d'activation de cette réaction.

$T (^{\circ}\text{C})$	$k (\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$
5,0	$1,0 \times 10^{-4}$
10,0	$2,0 \times 10^{-4}$
15,0	$3,6 \times 10^{-4}$
20,0	$6,6 \times 10^{-4}$
25,0	$1,2 \times 10^{-3}$

DÉMARCHE

L'équation d'Arrhenius (2.15) correspond à l'équation d'une droite :

$$\ln k = \left(\frac{-E_a}{R} \right) \left(\frac{1}{T} \right) + \ln A$$

Par substitution, en utilisant les données de la troisième ligne du tableau, nous obtenons :

$$54,3 = \frac{(2x)^2}{(0,500 - x)(0,500 - x)} = \frac{(2x)^2}{(0,500 - x)^2}$$

Une fois l'équation du second degré résolue, on obtient :

$$x = 0,393 \text{ mol/L}$$

Étape 4 : les concentrations à l'équilibre sont :

$$[\text{H}_2] = (0,500 - 0,393) \text{ mol/L} = 0,107 \text{ mol/L}$$

$$[\text{I}_2] = (0,500 - 0,393) \text{ mol/L} = 0,107 \text{ mol/L}$$

$$[\text{HI}] = 2 \times 0,393 \text{ mol/L} = 0,786 \text{ mol/L}$$

VÉRIFICATION

On peut vérifier ces réponses en calculant K_c à partir des valeurs des concentrations trouvées. Rappelez-vous que la valeur de K_c est constante pour une réaction donnée à une certaine température.

EXERCICE 3.7

Soit la réaction de l'exemple 3.7. Quelles seraient les concentrations de HI, de H_2 et de I_2 à l'équilibre, sachant que HI est le seul réactif présent et que sa concentration initiale est de 0,040 mol/L ?

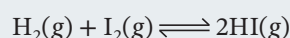
→ **Problème semblable** 23, page 141



Consultez le complément pédagogique « Quelques opérations mathématiques ».

EXEMPLE 3.8 Le calcul des concentrations à l'équilibre

À 430 °C, la constante d'équilibre K_c pour la réaction :



vaut 54,3. En supposant que les concentrations initiales de H_2 , de I_2 et de HI sont respectivement de 0,006 23 mol/L, de 0,004 14 mol/L et de 0,0224 mol/L, calculez les concentrations de ces espèces à l'équilibre.

DÉMARCHE

Les concentrations initiales servent à calculer le quotient réactionnel (Q_c) afin de vérifier si le système est à l'équilibre et, s'il ne l'est pas, à prédire dans quel sens il se déplacera pour l'atteindre. Cette comparaison nous permet aussi de prédire s'il y aura une diminution de H_2 et de I_2 ou plutôt de HI à l'atteinte de cet équilibre.

SOLUTION

Étape 1 : calculons d'abord le quotient réactionnel (Q_c) donné par :

$$Q_c = \frac{[\text{HI}]_0^2}{[\text{H}_2]_0[\text{I}_2]_0} = \frac{(0,0224)^2}{(0,006\ 23)(0,004\ 14)} = 19,5$$

Du fait que Q_c (19,5) est plus petit que K_c (54,3), la réaction nette évoluera de la gauche vers la droite jusqu'à ce que $Q_c = K_c$ (voir le tableau 3.2, p. 119). Il y aura donc une diminution de H_2 et de I_2 et une augmentation de HI.

Solution acide	$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$	$\text{pH} < 7,00$
Solution neutre	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$	$\text{pH} = 7,00$
Solution basique	$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$	$\text{pH} > 7,00$

La figure 4.1 donne le pH de certains liquides courants.

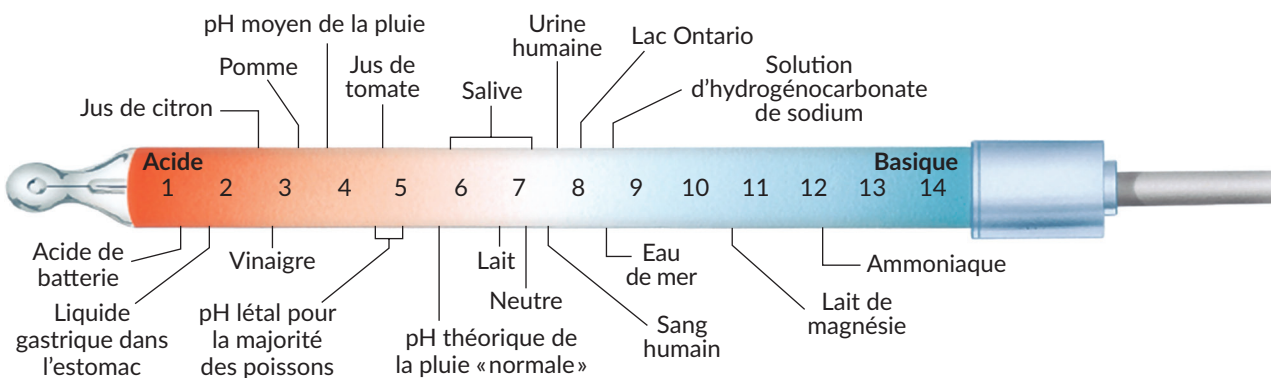


FIGURE 4.1 pH de certains liquides courants



Consultez le complément pédagogique « Quelques opérations mathématiques » concernant les lois des logarithmes.



Comme les appareils ne mesurent que les valeurs de pH, les valeurs de pOH ne sont pas d'une grande utilité, mis à part à des fins de calcul.

On peut également établir une échelle de pOH, analogue à l'échelle de pH, en utilisant le logarithme négatif de la concentration d'ions hydroxyde :

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \leftarrow \text{Équation clé} \quad 4.8$$

La constante du produit ionique de l'eau est :

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{eau}} = 1,0 \times 10^{-14}$$

Si l'on prend le logarithme négatif de chaque côté, on obtient :

$$\begin{aligned} -(\log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]) &= -\log (1,0 \times 10^{-14}) \\ -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-] &= 14,00 \end{aligned}$$

D'après les définitions de pH et de pOH, on obtient :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,00 \quad \leftarrow \text{Équation clé} \quad 4.9$$

L'équation 4.9 fournit une autre façon d'exprimer la relation entre la concentration des ions H_3O^+ et celle des ions OH^- . Puisque la valeur de la constante d'équilibre du produit ionique de l'eau varie avec la température, cette équation n'est valide qu'à 25 °C, et le pH correspondant à une solution neutre n'est pas toujours égal à 7.

Pour un exemple concret des réactions biochimiques qui impliquent des réactions acido-basiques, on consultera la rubrique « Coup d'œil sur la chimie – Les antiacides et la régulation du pH dans l'estomac » (voir p. xx).

EXEMPLE 4.5 Le calcul du pH d'après $[\text{H}_3\text{O}^+]$

La concentration d'ions H_3O^+ était de $3,2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ dans une bouteille de vin de table juste après qu'on l'a débouchée. On n'a bu que la moitié du vin. L'autre moitié, après avoir été exposée à l'air durant un mois, avait une concentration d'ions oxonium de $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$. Calculez le pH du vin à ces deux moments.

