

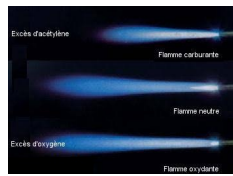
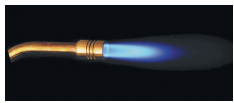
- 1.1 État standard
- 1.2 Cas modèle du potentiel chimique
- 1.3 Implication pour l'évolution de l'enthalpie libre

- 2.1 Enthalpie et entropie de réaction
- 2.2 Détermination de l'enthalpie standard de réaction
- 2.3 Détermination de l'entropie standard de réaction

- 3.1 Transfert thermique d'une réaction monobare et

Chapitre: 4.1. Thermodynamique d'un système siège d'une réaction chimique

Partie : 4 Transformation chimique de la matière



Définition 1 *État standard*

L'état standard est l'état d'un système chimique à :

pression standard : $p^{\circ} = 1 \text{ bar}$

la température d'étude choisie T quelconque

l'état physique (gaz, liquide, solide) d'étude choisie et selon
l'état :

pour un gaz: un gaz parfait pur

pour une phase condensée (liq. et solide) : un corps
pur

pour un soluté : un mélange parfait appelé aussi
infiniment dilué (pas d'interaction entre solutés) à la
concentration $c^{\circ} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

Remarques 1 *Pourquoi dit-on souvent que les états
standard sont des états fictifs ? Que signifie le symbole $^{\circ}$?*

1 Potentiel chimique

1.1 État standard

Applications 1 *État standard*

Donner les états standard associés aux situations suivantes :

Q1. le CO_2 dans l'air,

Q2. le H_2O dans l'air,

Q3. le H_2O au robinet,

Q4. le NaCl dissout dans l'océan,

Q5. le N_2O dans un pot d'échappement.

1 Potentiel chimique

1.2 Cas modèle du potentiel chimique

Définition 2 *Potentiel chimique*

Voir chapitre n° 3.1 : Expression différentielle des principes de la thermodynamique.

On utilisera la définition du potentiel chimique comme :

$$\mu_i = \left. \frac{\partial G}{\partial n_i} \right|_{T,p,\{n_{j \neq i}\}}$$

Dont on avait déduit que

$$\mu_i = g_{m,i}(T,p) \text{ et } G(T,p,\{n_i\}) = \sum_i n_i \times \mu_i(T,p)$$

1 Potentiel chimique

1.2 Cas modèle du potentiel chimique

Propriétés 1 *Potentiel chimique par rapport à l'état standard*

Pour un état standard (pression $p = p^\circ$, concentration $c = c^\circ$, fraction molaire $x = 1$) le potentiel chimique ne dépend plus que de une variable T , on le note donc $\mu_i^\circ(T)$:

$$\mu_i^\circ(T) = \mu_i(T, p^\circ)$$

Les potentiels chimiques s'expriment en fonction des potentiels chimiques standard comme :

$$\mu_i = \mu_i^\circ(T) + RT \ln(a_i)$$

avec a_i l'activité donnée par :

État physique	Activité	Potentiel chimique
Gaz parfait	$a_i = \frac{p_i}{p^\circ} = \frac{n_i}{n_{\text{gaz}}} \times \frac{p}{p^\circ}$	$\mu_i = \mu_i^\circ(T) + RT \ln \left(\frac{p_i}{p^\circ} \right)$
Phase condensée pure	$a_i = 1$	$\mu_i = \mu_i^\circ(T)$
Soluté en mélange parfait	$a_i = \frac{c_i}{c^\circ}$	$\mu_i = \mu_i^\circ(T) + RT \ln \left(\frac{c_i}{c^\circ} \right)$

1 Potentiel chimique

1.3 Implication pour l'évolution de l'enthalpie libre

Remarques 2 *Pour la combustion de l'éthanol*
 $C_2H_5OH_{(g)} + 3O_{2(g)} = 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$, quel est le tableau
d'avancement et les variation de quantités de matières
correspondantes ?

Définition 3 Coefficients stœchiométriques

Pour une réaction chimique d'équation bilan :
 $0 = \nu_1 A_1 + \dots + \nu_i A_i + \dots$
L'évolution de la quantité de matière n_i du composé A_i est relié à
l'avancement ξ par le coefficient stœchiométrique ν_i telle que :

$$n_i = n_{i,0} + \nu_i \xi$$

pour une réaction chimique infinitésimale on obtient :

$$dn_i = \nu_i d\xi$$

1 Potentiel chimique

1.3 Implication pour l'évolution de l'enthalpie libre

Remarques 3 *A l'aide des définitions générales des variations de quantités de matières en fonction de l'avancement, comment se réécrit l'identité thermodynamique de l'enthalpie libre ?*

Propriétés 2 *Dérivées partielles de l'enthalpie libre d'un système chimique*

Pour un système chimique l'enthalpie libre G ne dépend que de trois variables T température, p pression et avancement ξ .

Nous pouvons donc identifier les dérivées partielles :

$$\left. \frac{\partial G}{\partial T} \right|_{p,\xi} = -S \text{ et } \left. \frac{\partial G}{\partial p} \right|_{T,\xi} = V \text{ et } \left. \frac{\partial G}{\partial \xi} \right|_{p,T} = \sum_i \nu_i \mu_i$$

avec S l'entropie du système, V le volume du système, $\{\nu_i\}$ les coefficients stœchiométriques des composés chimiques et $\{\mu_i\}$ les potentiels chimiques des composés chimiques.

1 Potentiel chimique

1.3 Implication pour l'évolution de l'enthalpie libre

Définition 4 Enthalpie libre de réaction

L'enthalpie libre de réaction notée $\Delta_r G$ est la dérivée partielle de l'enthalpie libre d'un système chimique G par rapport à l'avancement ξ :

$$\Delta_r G = \left. \frac{\partial G}{\partial \xi} \right|_{p,T}$$

Elle s'exprime en fonction des potentiels chimiques comme :

$$\Delta_r G = \sum_i \nu_i \mu_i$$

Pour un état standard on parle d'enthalpie libre standard de réaction $\Delta_r G^\circ$:

$$\Delta_r G^\circ = \left. \frac{\partial G^\circ}{\partial \xi} \right|_{p^\circ,T}$$

Elle s'exprime alors en fonction des potentiels chimiques standard :

$$\Delta_r G^\circ = \sum_i \nu_i \mu_i^\circ$$

1 Potentiel chimique

1.3 Implication pour l'évolution de l'enthalpie libre

Propriétés 3 *Enthalpie libre de réaction en fonction du quotient réactionnel*

Soit le quotient réactionnel Q_r d'une réaction chimique

$0 = \dots + \nu_i A_i + \dots$, par définition le quotient réactionnel s'écrit :

$$Q_r = \prod_i a_i^{\nu_i}$$

avec a_i l'activité de A_i .

On obtient alors la relation entre enthalpie libre de réaction et quotient réactionnel :

$$\Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln(Q_r)$$

A l'équilibre chimique l'enthalpie libre est minimale ainsi :

$$\Delta_r G = \left. \frac{\partial G}{\partial \xi} \right|_{p,T} = 0$$

Dont on peut déduire :

$$\sum_i \nu_i \mu_{i,\text{éq}} = 0 \text{ et } \Delta_r G^\circ + RT \ln(Q_{r,\text{éq}}) = 0$$

2 Grandeurs de réaction

2.1 Enthalpie et entropie de réaction

Définition 5 Enthalpie de réaction

L'enthalpie de réaction notée $\Delta_r H$ est la dérivée partielle de l'enthalpie d'un système chimique H par rapport à l'avancement ξ : $\Delta_r H = \left. \frac{\partial H}{\partial \xi} \right|_{p,T}$

Pour un état standard on parle d'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ$:

$$\Delta_r H^\circ = \left. \frac{\partial H^\circ}{\partial \xi} \right|_{p^\circ, T}$$

Définition 6 Entropie de réaction

L'entropie de réaction notée $\Delta_r S$ est la dérivée partielle de l'entropie d'un système chimique S par rapport à l'avancement ξ : $\Delta_r S = \left. \frac{\partial S}{\partial \xi} \right|_{p,T}$

Pour un état standard on parle d'entropie standard de réaction $\Delta_r S^\circ$:

$$\Delta_r S^\circ = \left. \frac{\partial S^\circ}{\partial \xi} \right|_{p^\circ, T}$$

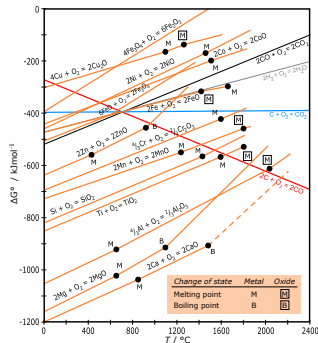
Propriétés 4 Relation entre enthalpie libre et enthalpie/entropie de réaction

A partir de la définition de l'enthalpie libre $G = H - TS$ faisant intervenir enthalpie et entropie, nous pouvons relier entre elles les grandeurs de réaction correspondante : $\Delta_r G = \Delta_r H - T \Delta_r S$

dans l'état standard nous avons la même relation : $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ$

2 Grandeurs de réaction

2.1 Enthalpie et entropie de réaction



Diagrammes d'Ellingham

Remarques 4 Que remarquez vous sur la forme, les pentes et l'évolution des pentes de $\Delta_r G^\circ$ en fonction de T ?

Définition 7 Approximation d'Ellingham

En dehors des changements d'état, $\Delta_r H^\circ$ et $\Delta_r S^\circ$ ne dépendent pas de T .

2 Grandeurs de réaction

2.2 Détermination de l'enthalpie standard de réaction

Définition 8 *État standard de référence*

Un état standard de référence est l'état d'un unique élément chimique (H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg ...) et est défini comme l'état standard de cet élément le plus stable à la température T choisie.

Il existe néanmoins des exceptions :

- pour les éléments : H, N, O, Cl on prend toujours comme état de référence le gaz parfait diatomiques à toutes températures T , soit : $\text{H}_{2(g)}$, $\text{N}_{2(g)}$, $\text{O}_{2(g)}$, $\text{Cl}_{2(g)}$,
- pour le carbone : C on prend toujours la forme allotropique : graphite, à toutes températures T , soit $\text{C}_{\text{graphite}}$.

2 Grandeurs de réaction

2.2 Détermination de l'enthalpie standard de réaction

Applications 2 *États standard de référence*

Donner les états standard de référence des éléments intervenant dans les molécules :

Q1. le $\text{CO}_2(\text{g})$ à $p^\circ = 1 \text{ bar}$ et $T = 298 \text{ K}$,

Q2. le $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ à $p^\circ = 1 \text{ bar}$ et $T = 298 \text{ K}$,

Q3. le $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ à $p^\circ = 1 \text{ bar}$ et $T = 298 \text{ K}$,

Q4. $(\text{Na}^+(\text{aq}), \text{Cl}^-(\text{aq}))$ à $c^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ et $T = 298 \text{ K}$,

Q5. $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$ à $p^\circ = 1 \text{ bar}$ et $T = 673 \text{ K}$.

2 Grandeurs de réaction

2.2 Détermination de l'enthalpie standard de réaction

Définition 9 Réaction de formation

Pour un corps pur sa réaction de formation a :

- pour produit le corps pur considéré avec un coefficient stœchiométrique de 1,
- pour réactifs les éléments intervenant dans sa composition dans leurs états standard de référence.

Applications 3 Réaction de formation

Écrire les réactions de formation de :

Q1. $\text{CO}_2(\text{g})$ à $T = 298 \text{ K}$,

Q2. $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ à $T = 298 \text{ K}$,

Q3. $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$ à $T = 673 \text{ K}$.

Définition 10 Enthalpie standard de formation

L'enthalpie standard de formation, $\Delta_f H_i^\circ$ est l'enthalpie standard de réaction associée à une réaction de formation.

Par convention $\Delta_f H^\circ(\text{H}_{(\text{aq})}^+) = 0 \text{ J.mol}^{-1}$

Remarques 5 Que vaut l'enthalpie standard de formation d'un corps pur dans son état standard de référence ?

2 Grandeurs de réaction

2.2 Détermination de l'enthalpie standard de réaction

Propriétés 5 Loi de Hess

Selon la loi de Hess, pour une réaction de la forme $0 = \dots + \nu_i A_i + \dots$, l'enthalpie standard de réaction s'exprime en fonction des enthalpies standard de formation suivant : $\Delta_r H^\circ = \sum_i \nu_i \Delta_f H_i^\circ$

Applications 4 Enthalpie standard de réaction

Soit la réaction de combustion de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. On supposera l'approximation d'Ellingham vérifiée et on donne : $\Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})) = -276,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Q1.** Déterminer l'enthalpie standard de réaction correspondante.
- Q2.** Discutez du signe de l'enthalpie standard de réaction trouvé, sachant qu'il s'agit d'une combustion.

Définition 11 Réactions exothermique/endothermique/athermique

Une réaction est dite exothermique si son enthalpie standard de réaction est négative $\Delta_r H^\circ < 0$.

Une réaction est dite endothermique si son enthalpie standard de réaction est positive $\Delta_r H^\circ > 0$.

Une réaction est dite athermique si son enthalpie standard de réaction est nulle $\Delta_r H^\circ = 0$.

2 Grandeurs de réaction

2.3 Détermination de l'entropie standard de réaction

Définition 12 Entropie molaire standard absolue

L'entropie molaire standard absolue notée $s_{m,i}^{\circ}$ est l'entropie du composé i dans son état standard divisé par sa quantité de matière :

$$s_{m,i}^{\circ} = \frac{S_i^{\circ}}{n_i}$$

	Solide	Liquide	Gaz
$s_m^{\circ}(298\text{ K})$ (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)	de 5 à 80	de 80 à 130	de 150 à 250

Remarques 6 Que pouvez-vous dire du signe et de la comparaison des valeurs de l'entropie molaire standard absolue ? Dans quelle condition s'annule-t-elle ?

2 Grandeurs de réaction

2.3 Détermination de l'entropie standard de réaction

Propriétés 6 *Entropie molaire standard de réaction*

L'entropie standard S° d'un système chimique est extensive et additive, donc elle se décompose selon : $S^\circ = \sum_i n_i s_{m,i}^\circ$

On en déduit l'expression de l'entropie standard de réaction en fonction des entropies molaires absolues : $\Delta_r S^\circ = \sum_i \nu_i s_{m,i}^\circ$

Propriétés 7 *Signe de l'entropie standard de réaction*

Selon l'état physique des composés les entropies molaire standard absolue changent d'ordre de grandeur d'où, s'il y a :

formation de gaz $\Rightarrow \Delta_r S^\circ > 0$

consommation de gaz $\Rightarrow \Delta_r S^\circ < 0$

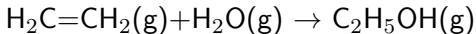
Remarques 7 *Quel lien pouvez-vous faire entre cette dernière propriétés ($n^\circ 7$) et les remarques ($n^\circ 4$) sur l'illustration "Diagrammes d'Ellingham" ?*

2 Grandeurs de réaction

2.3 Détermination de l'entropie standard de réaction

Applications 5 *Entropie standard de réaction*

Soit la réaction de synthèse de l'éthanol à partir d'éthylène:



On donne :

- $s_m^\circ(\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2(\text{g})) = 220 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- $s_m^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = 189 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- $s_m^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})) = 283 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Q1. Déterminez l'entropie de réaction de la synthèse.

Q2. Commentez la valeur obtenue.

3 Effets thermiques pour une transformation monobare

3.1 Transfert thermique d'une réaction monobare et monotherme

Propriétés 8 *Premier principe monobare*

Dans le cadre d'une transformation chimique monobare le premier principe monobare s'écrit :

$$\Delta H = Q$$

Propriétés 9 *Transfert thermique d'une réaction monobare et monotherme*

Si une réaction chimique est monotherme et monobare alors le transfert thermique associé est :

$$Q = \Delta H = \xi \times \Delta_r H$$

Remarques 8 *La loi de Hess permet de calculer l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ$, peut-elle être utilisée pour calculer le transfert thermique d'une réaction ? Discutez ensuite du signe du transfert thermique pour une réaction exo-/endo-/a-thermique.*

3 Effets thermiques pour une transformation monobare

3.1 Transfert thermique d'une réaction monobare et monotherme

Applications 6 *Transfert thermique d'une réaction monobare et monotherme*

A partir des données suivantes à $p = p^\circ$ et $T = 37^\circ\text{C}$:

la consommation d'un cerveau $\Phi = 40\text{ W}$

la durée d'un DS $\Delta t = 4\text{h} = 14.10^3\text{ s}$

la masse molaire du glucose $M(\text{glucose}) = 180\text{ g.mol}^{-1}$

$$\Delta_f H^\circ(\text{glucose}) = -1268\text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5\text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -258,8\text{ kJ.mol}^{-1}$$

réaction chimique totale de consommation du glucose par le cerveau : $\text{glucose} + 6\text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Q1. Déterminez la masse de glucose consommée pendant 4h de DS.

3 Effets thermiques pour une transformation monobare

3.2 Variation de température d'une réaction monobare et adiabatique

Propriétés 10 Réaction monobare et adiabatique

Si la réaction chimique est adiabaitique et monobare alors la variation de température associée est :

$$0 = \Delta H = \xi \Delta_r H + \sum_i n_i c_{p,i} \Delta T \Rightarrow \Delta T = - \frac{\xi \Delta_r H}{\sum_i n_i c_{p,i}}$$

Applications 7 Variation de température d'une réaction monobare et adiabatique

On introduit C_2H_5OH (l) et O_2 (g) en proportion stœchiométrique. N_2 (g) est initialement en proportion avec O_2 (g) identique à celle de l'air. La réaction de combustion est totale, à pression standard et très rapide donc adiabatique.

L'enthalpie de réaction est de $\Delta_r H^\circ = -1235,9 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Les capacités calorifiques à pression constante sont :

	C_2H_5OH (l)	O_2 (g)	CO_2 (g)	H_2O (g)	N_2 (g)
c_p en $J.K^{-1}.mol^{-1}$	110,5	29,5	38,7	37,7	30,65

Q1. Quelle est la température d'une flamme de bio-éthanol ?

4 Évolution spontanée d'une réaction chimique

4.1 Critère d'évolution et d'équilibre d'une réaction chimique

Définition 13 *Constante thermodynamique d'équilibre*

On définit la constante thermodynamique d'équilibre d'un système chimique notée $K^\circ(T)$ par :

$$K^\circ(T) = \exp \left(-\frac{\Delta_r G^\circ(T)}{RT} \right)$$

Propriétés 11 *Sens spontané d'évolution d'une réaction chimique*

On peut réécrire l'enthalpie libre de réaction $\Delta_r G$ comme :

$$\Delta_r G = RT \ln \left(\frac{Q_r}{K^\circ} \right)$$

Or G est un potentiel thermodynamique donc pour une réaction isobare et isotherme $\Delta G = \xi \Delta_r G \leq 0$, on peut en déduire la relation de Guldberg et Waage ou loi d'action de masses :

$$Q_r > K^\circ \Rightarrow \Delta_r G > 0 \Rightarrow \xi < 0 \Rightarrow \text{sens indirect}$$

$$Q_r < K^\circ \Rightarrow \Delta_r G < 0 \Rightarrow \xi > 0 \Rightarrow \text{sens direct}$$

$$Q_r = K^\circ \Rightarrow \Delta_r G = 0 \Rightarrow \xi = 0 \Rightarrow \text{équilibre chimique}$$

4 Évolution spontanée d'une réaction chimique

4.2 Dépendance de K° en fonction de T

Propriétés 12 *Loi de Van't Hoff*

Pour une réaction chimique de constante thermodynamique d'équilibre $K^\circ(T)$ et d'enthalpie de réaction $\Delta_r H^\circ$, l'évolution de son équilibre en fonction de la température est donné par la loi de Van't Hoff :

$$\frac{d \ln (K^\circ(T))}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2}$$

Remarques 9 *A l'aide de la loi de Van't Hoff, indiquez quelle variation de température favorise une réaction exo-/endo-/a-thermique.*

5 Optimisation d'un procédé chimique

5.1 Influence et détermination de l'état final

Définition 14 *État final d'équilibre ou de rupture d'équilibre*

Une réaction chimique a atteint son état final lorsqu'elle n'évolue plus. Il existe deux types d'états finaux :

soit la réaction chimique a atteint un état d'équilibre caractérisé par la relation $Q_{r,eq} = K^{\circ}(T)$

soit la réaction chimique a atteint un état de rupture d'équilibre où le réactif limitant est entièrement consommé, on parle alors de réaction totale.

Remarques 10 Comment détermine-t-on si l'état final est un cas d'équilibre ou de rupture d'équilibre ? A quelle condition a-t-on strictement une rupture d'équilibre ? Discutez la signification des adjectifs "totale" et "quasi-totale" pour une réaction chimique.

5 Optimisation d'un procédé chimique

5.1 Influence et détermination de l'état final

Applications 8 *Détermination de l'état final*

On considère la réaction : $\text{GeO}_2 (\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g}) = \text{GeO} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ de constante d'équilibre $K_1^\circ = 1,2$

- Q1.** On introduit initialement 1 mol de $\text{GeO}_2 (\text{s})$ et 0,5 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$, déterminez l'état final du système.
- Q2.** On introduit initialement 1 mol de $\text{GeO}_2 (\text{s})$ et 2 mol de $\text{H}_2 (\text{g})$, déterminez l'état final du système.

5 Optimisation d'un procédé chimique

5.1 Influence et détermination de l'état final

Définition 15 *Paramètre d'influence*

Un paramètre d'influence est une variable du système chimique considéré dont dépend son état d'équilibre.

Remarques 11 *Quelle équation permet d'identifier les paramètres d'influence d'une réaction ? Que pouvez-vous dire alors : des phases condensées, des phases diluées, de la températures, du volume de solvant, et de la pression totale.*

Applications 9 *Influence sur l'état final*

Soit la réaction $\text{N}_2 (\text{g}) + 3\text{H}_2 (\text{g}) = 2 \text{NH}_3 (\text{g})$,

Q1. Identifiez les paramètres d'influence de cette réaction.

5 Optimisation d'un procédé chimique

5.2 Lois de modération

Définition 16 *Loi de modération*

On appelle loi de modération, le fait qu'un système chimique cherche à s'opposer aux perturbations effectuées pour en modérer les effets.

Propriétés 13 *Lois de modération*

- D'après la loi de Van't Hoff, une élévation de température déplace l'équilibre dans le sens endothermique.
- D'après la loi de Le Châtelier, une augmentation de la pression totale entraîne une réaction dans le sens de la diminution de la quantité de matière totale de gaz.
- La dilution du milieu réactionnel provoque une réaction dans le sens de l'augmentation de la quantité de matière totale d'espèce dissoute.
- L'introduction d'un gaz ou d'un soluté entraîne une réaction dans le sens qui le consomme.

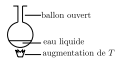
5 Optimisation d'un procédé chimique

5.2 Lois de modération

Applications 10 Loi de modération

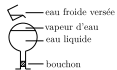
Déterminez dans chaque situation dans quel sens est déplacé l'équilibre :

Q1. équation bilan : $\text{H}_2\text{O (l)} = \text{H}_2\text{O (g)}$



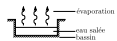
perturbation : on augmente la température

Q2. équation bilan : $\text{H}_2\text{O (l)} = \text{H}_2\text{O (g)}$



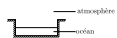
perturbation : on diminue la pression

Q3. équation bilan : $\text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)} = \text{NaCl (s)}$



perturbation : on diminue le volume de solvant

Q4. équation bilan : $\text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)} = 2\text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)}$



perturbation : on augmente $n_{\text{CO}_2(g)}$

1 Potentiel chimique

- 1.1 État standard
- 1.2 Cas modèle du
potentiel chimique
- 1.3 Implication pour
l'évolution de
l'enthalpie libre

2 Grandeurs de réaction

- 2.1 Enthalpie et
entropie de réaction
- 2.2 Détermination de
l'enthalpie standard
de réaction
- 2.3 Détermination de
l'entropie standard
de réaction

3 Effets thermiques pour une transformation monobare

- 3.1 Transfert
thermique d'une
réaction monobare et

- Connaître la signification et l'intérêt des potentiels chimiques et enthalpie libre.
- Savoir calculer, commentez, et faire le liens entre les différentes grandeurs de réactions.
- Déterminer la température ou le transfert thermique en fin d'une réaction.
- Déterminer l'état final d'une réaction à partir de grandeurs thermodynamique.
- Optimiser une réaction chimique en anticipant l'influence de paramètres sur une réaction chimique.