



Librairie coopérative du
Collège de Maisonneuve

www.maisonneuve.coop

CAHIER COOP

Département : *Chimie*

No. cours : *202-NYB*

Titre :

Chimie des solutions

Notes de cours

Professeur(s) :

Christian Drouin

Numéro :

H14-072

Non-membre : 10,55 \$

Membre : 9,90 \$

Prix du cahier
INCLUANT le coût de la
licence générale payée par
le Collège à COPIBEC.



* 1 6 6 2 1 3 *

Produit 166213

Chimie des solutions

Notes de cours

Christian Drouin

**Mrprofdechimie.com
@christiandrouin**

**Collège de Maisonneuve
Montréal, Canada**

Merci à

**Ginette Lessard
Martin Lachapelle**

**Azélie Arpin
Adina Boeriu
Milena Bozoukova
Nathalie Chamberland
Benoit Crompt
Monique Doyon
Jean-Louis Galinier
François Héroux
Véronique Nadeau
Marie-France Nowlan
Saïd Rahal
Michel Robitaille
Danielle Rousseau
Carolyn Stafford
Andrea Vuica**

**Un cahier,
Un recueil,
Un ouvrage
de cette ampleur
ne peut exister sans
la générosité et le travail
de plusieurs collaborateurs.**

**À toutes ces magnifiques personnes,
professionnelles, généreuses et dévouées,
qui se préoccupent toutes de votre réussite,
et qui pensent à vous à chaque jour,**

Merci beaucoup !

Christian Drouin

Table des matières

Plan de session

Notes de cours à compléter

Contrôle 1

Livre 1, Chapitre 1

Livre 1, Chapitre 2

Calculs de dilution **D&R, p34-38**

Livre 1, Chapitre 4

Contrôle 2

Livre 1, Chapitre 4

Livre 2, Chapitre 5

Livre 2, Chapitre 1

Contrôle 3

Livre 2, Chapitre 2

Livre 2, Chapitre 3

Final (chapitres précédant et)

Livre 2, Chapitre 4

Résumé des procédures

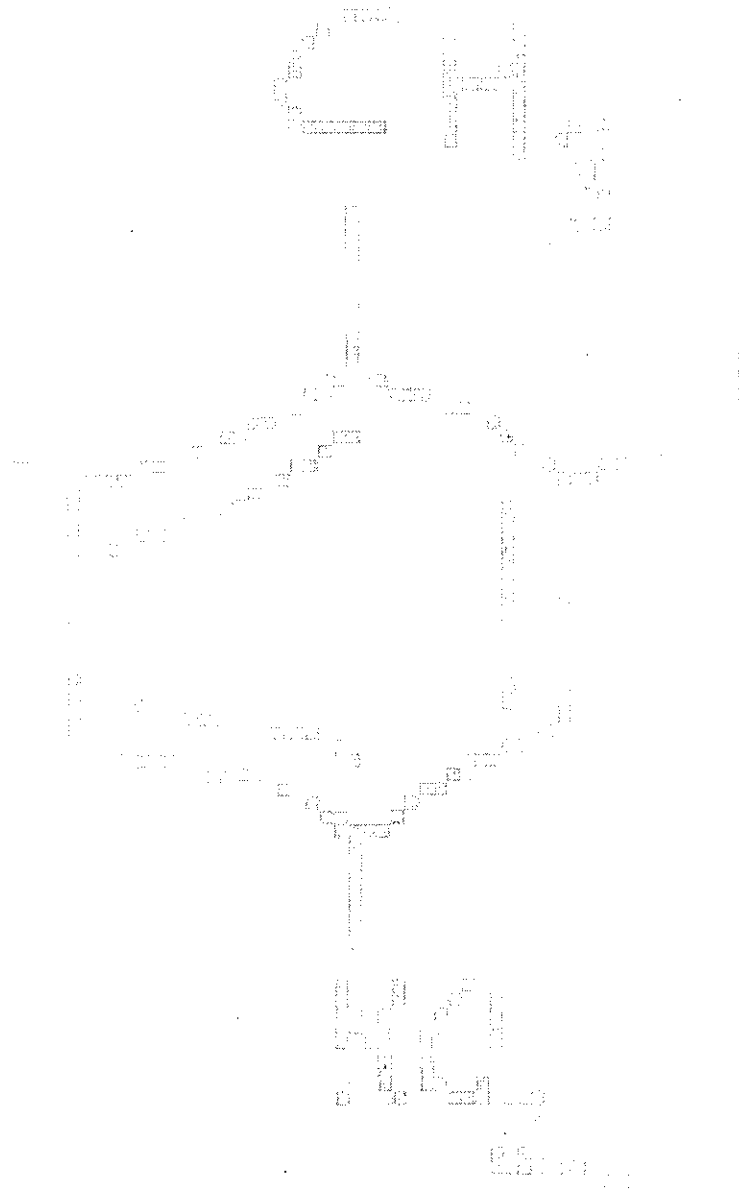
PLAN DE SESSION – Détails par semaine

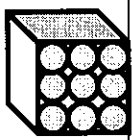
Professeur : _____

Sem.	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
Date																	
s:																	

Empty area for session details.

Contrôle 1



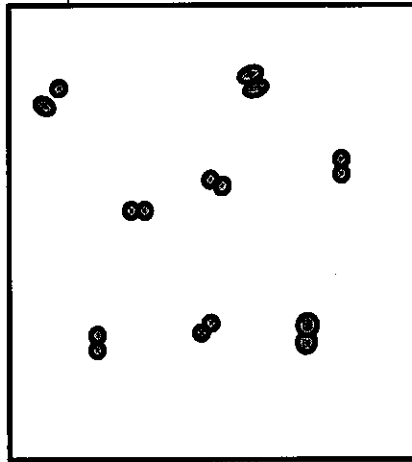


Solide

Liquide

Gaz

Agitation thermique et énergie cinétique moyenne des molécules E_{cin} :

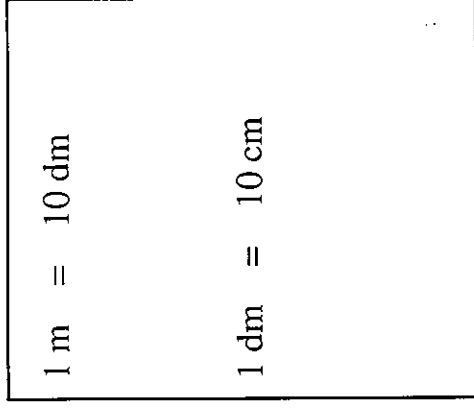
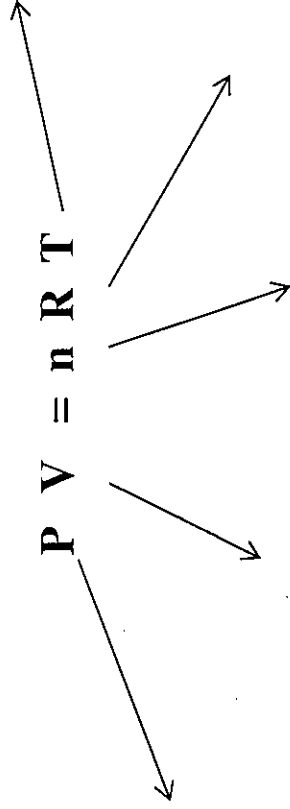


Gaz réel

Gaz parfait

Pression P d'un gaz (et ses unités):

Loi générale (ou équation d'état) des gaz parfaits : <http://chimge.unil.ch/Fr/mat/1mat8.htm>



Conditions TPN : $T =$ $P =$

Calcul du volume, en dm^3 , de 1,00 mol de gaz parfait dans les conditions :

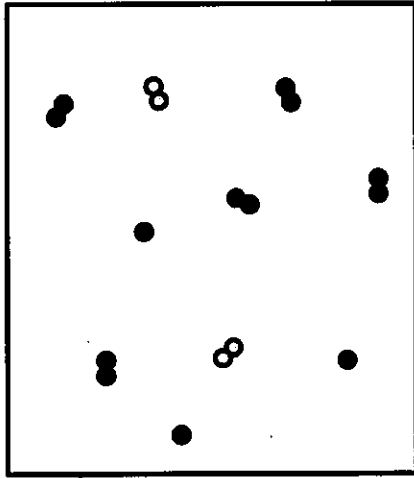
Les gars: à TPN $V =$ dm^3

Les filles : à TPA (à 25°C et sous la pression normale) $V =$ dm^3

Ex. 1.2 et 1.5 p.28

Section 2. Loi des pressions partielles de Dalton

P_{totale}



Pression totale: P_{totale}

Pression partielle du gaz i : P_i Concept-clé

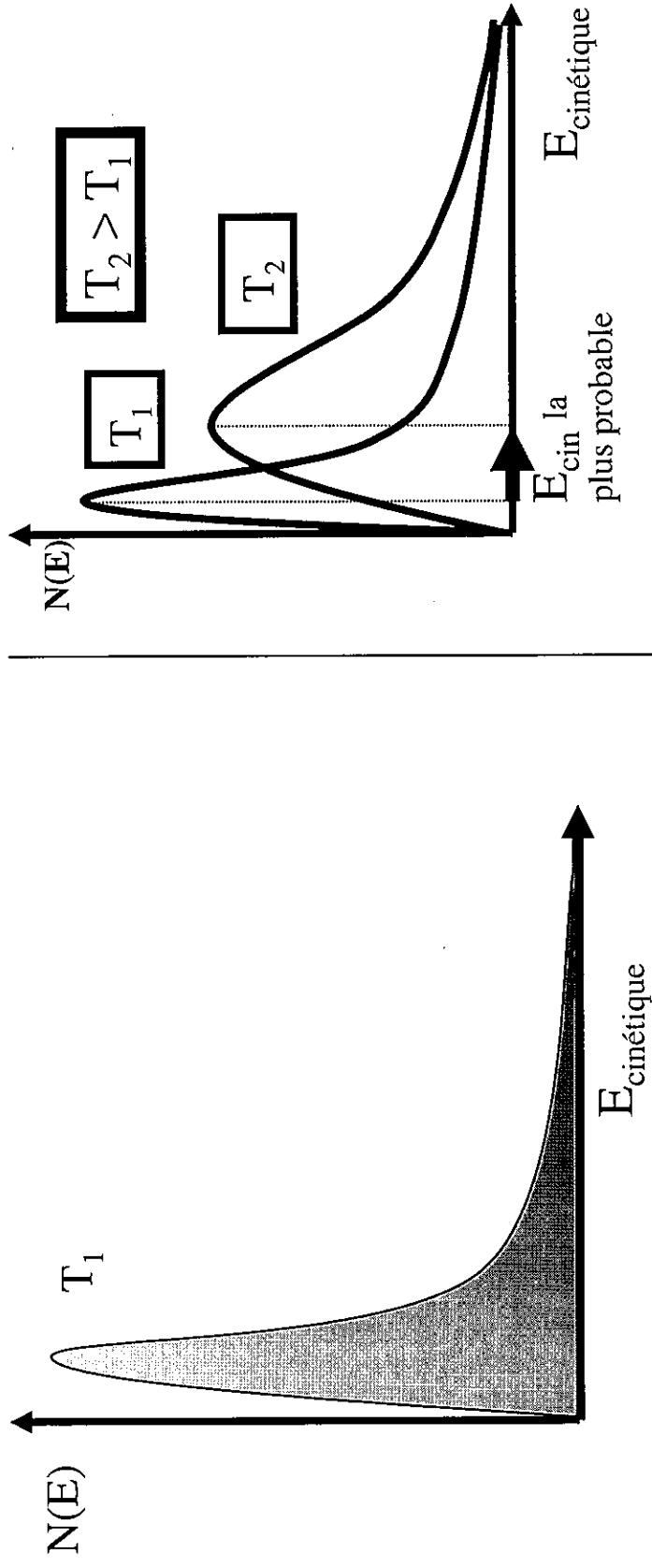
Loi des gaz parfaits pour le gaz i :

Loi de Dalton :

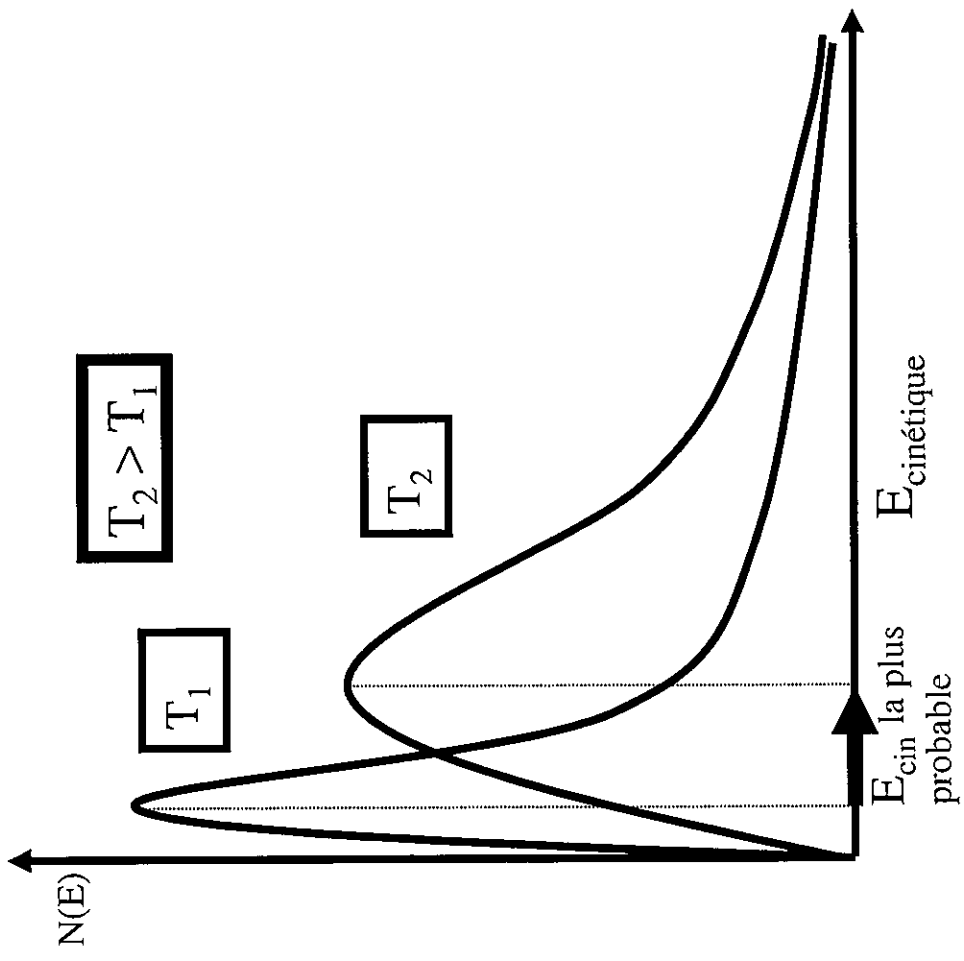
Corollaire important :

Ex. 1.9 p.29

Section 3. Distribution des énergies cinétiques moléculaires de Boltzmann



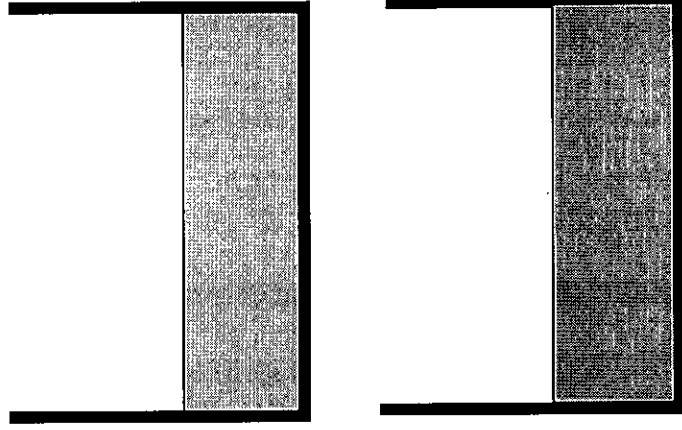
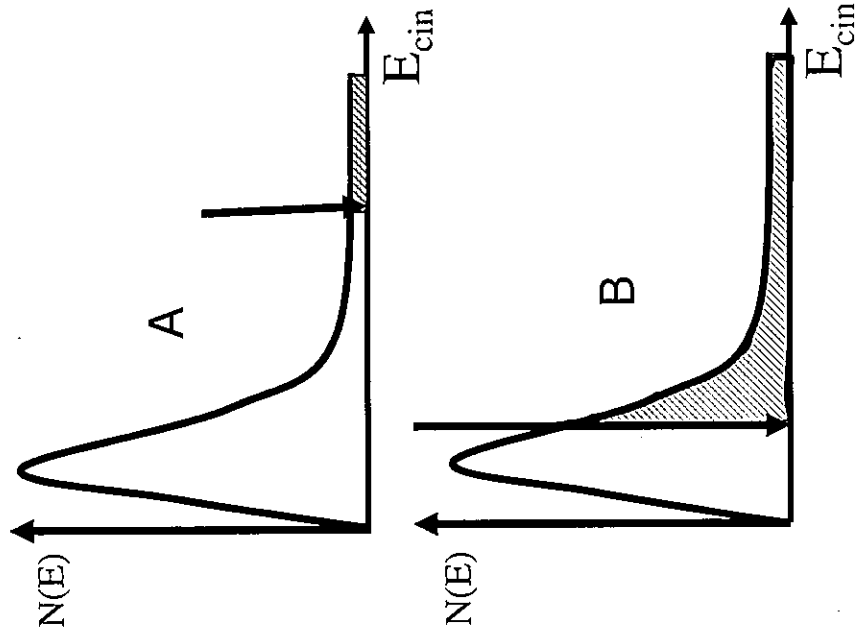
Évaporation en contenant ouvert



11

Vitesses d'évaporation comparées de deux liquides à la même température

Le liquide ___ est plus volatil que le liquide ___



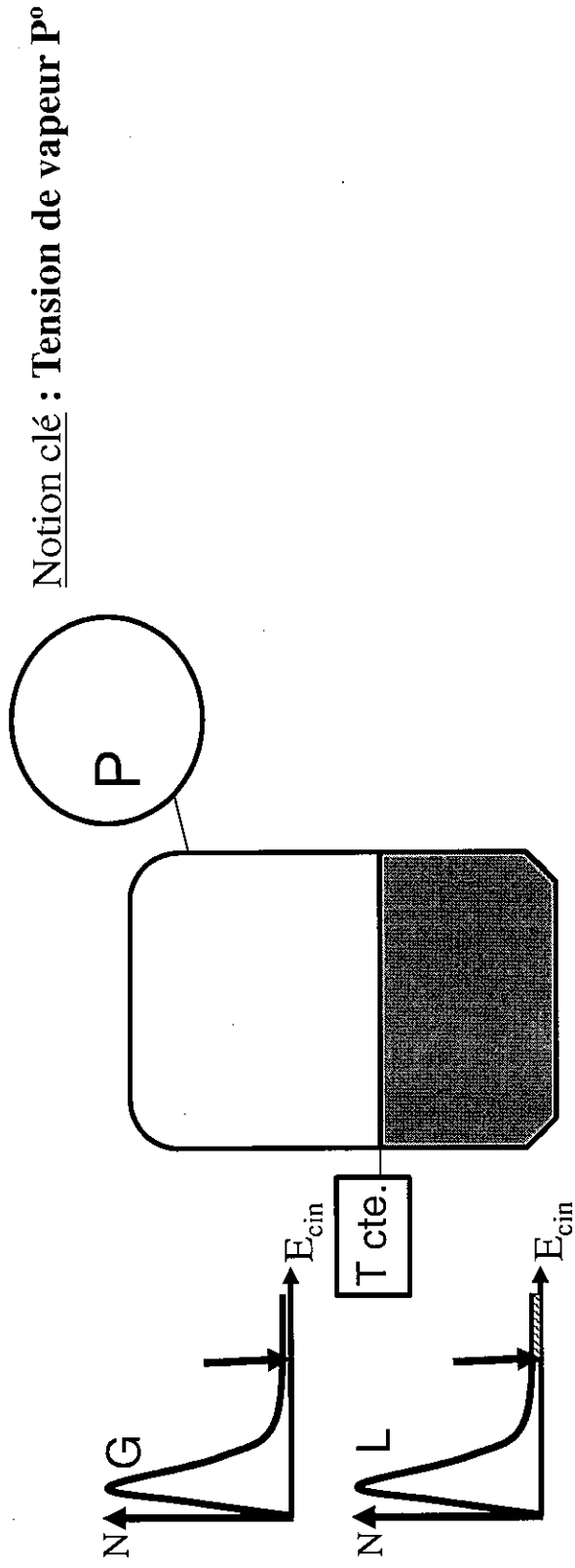
Types de solides (S) et de liquides (L) : Tension de vapeur des corps purs

Type	Covalent	Ionique	Métallique	Moléculaire
Corps simples	semi-métaux		métaux	non-métaux
Corps composés	quelques rares composés covalents	composés ioniques		majorité des composés covalents
Unités de base du solide ou du liquide	atomes	ions positifs et ions négatifs	cœurs d'atomes positifs et électrons de valence délocalisés	molécules (atomes pour les gaz rares)
Liaisons qui assurent la cohésion du S ou du L	électrons mis en commun entre deux noyaux : liaison covalente	électrostatique entre cations et anions : liaison ionique	électrique entre les cœurs positifs et les électrons de valence délocalisés : liaison métallique	entre pôle δ^+ d'une molécule et pôle δ^- d'une autre molécule : liaisons VDW, H (FON)
Intensité des liaisons assurant la cohésion du solide et du liquide	forte	forte	moyenne à forte : augmente avec l'augmentation du nombre d'électrons de valence délocalisés	faible pour les petites molécules avec peu ou sans liaison hydrogène, à moyenne pour les autres $ VDW \uparrow$ si taille des molécules \uparrow
Volatilité	faible	faible	moyenne à faible : diminue avec l'augmentation du nombre d'électrons de valence délocalisés	élevée pour les petites molécules avec peu ou sans liaison hydrogène, à moyenne pour les autres
Tension de vapeur				
Exemples	diamant C quartz SiO₂ carbure de silicium SiC nitride de bore BN	NaCl KNO₃ Na₂SO₄	Na Al Fe	iodo I₂ eau H₂O dioxyde de carbone CO₂



Livre 1 Chapitre 2 Diagramme de phases des corps purs

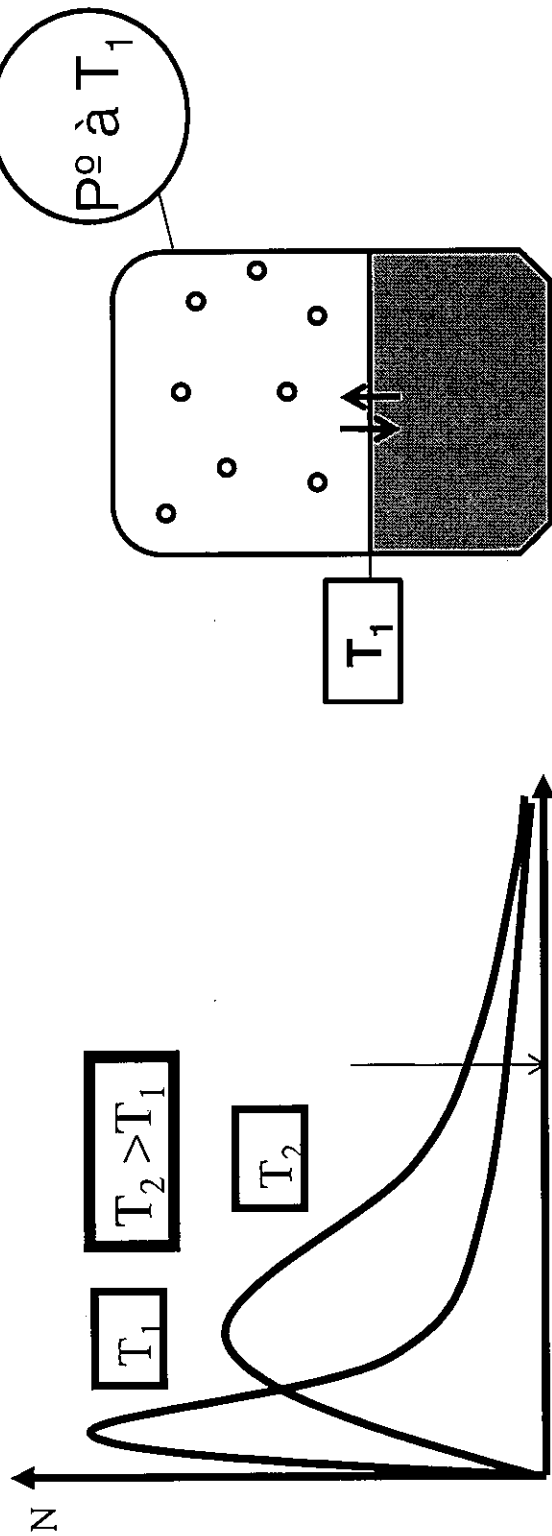
Section 1 Équilibre Liquide \leftrightarrow Gaz dans un contenant de volume constant.



<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/vaporv3.swf>

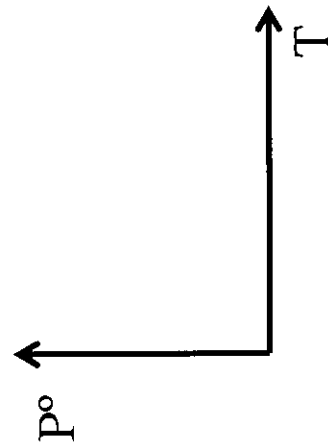
Facteurs qui peuvent influencer la tension de vapeur P° :

Section 2.1 Influence de la T sur la tension de vapeur :



Courbe d'équilibre $L \rightleftharpoons G$ d'une substance pure

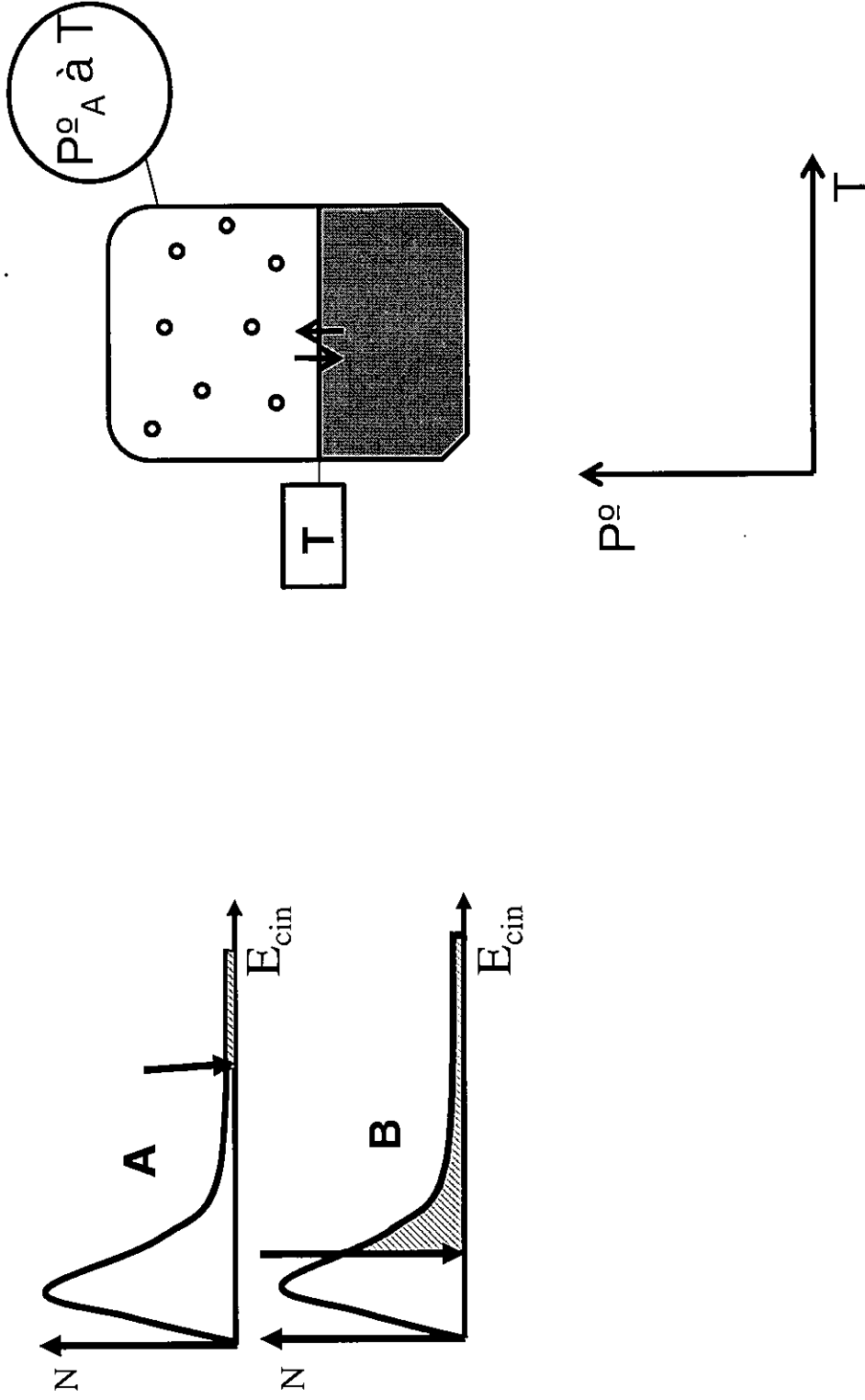
$$PV = nRT$$



Voir Figure 2.2 et Tableau 2.1 P. 33

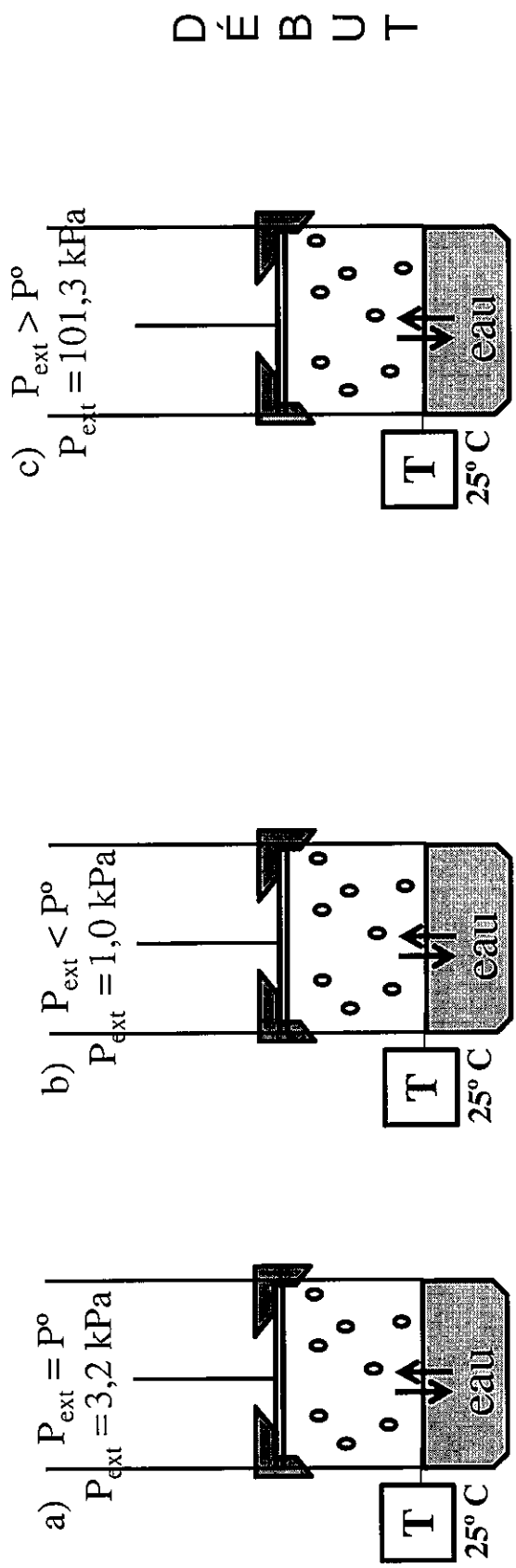
Ex. 2.6 p. 46

Section 2.2 Influence de la nature de la substance sur la tension de vapeur



Voir Tableau 2.1 et Figure 2.3 P. 32 et 33 et le Tableau des S et L

Section 2.3. Équilibre Liquide \leftrightarrow Gaz dans un contenant à pression extérieure constante



D É B U T

F I N P . 3 5

Figure 2.4 c

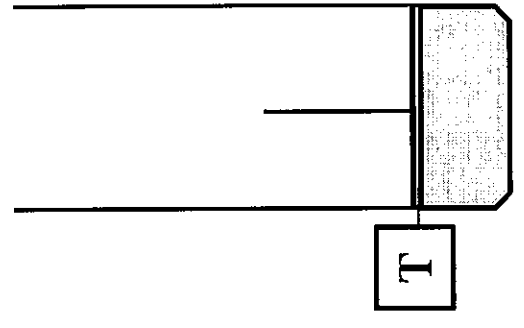


Figure 2.4 b

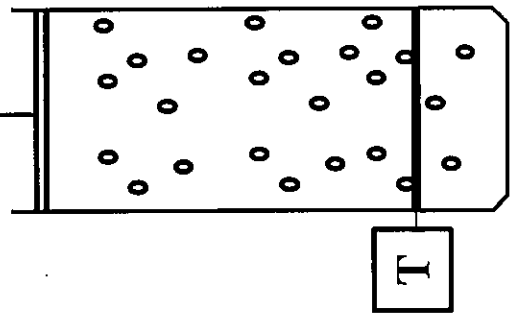
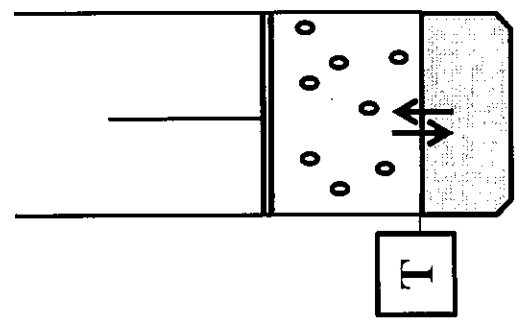
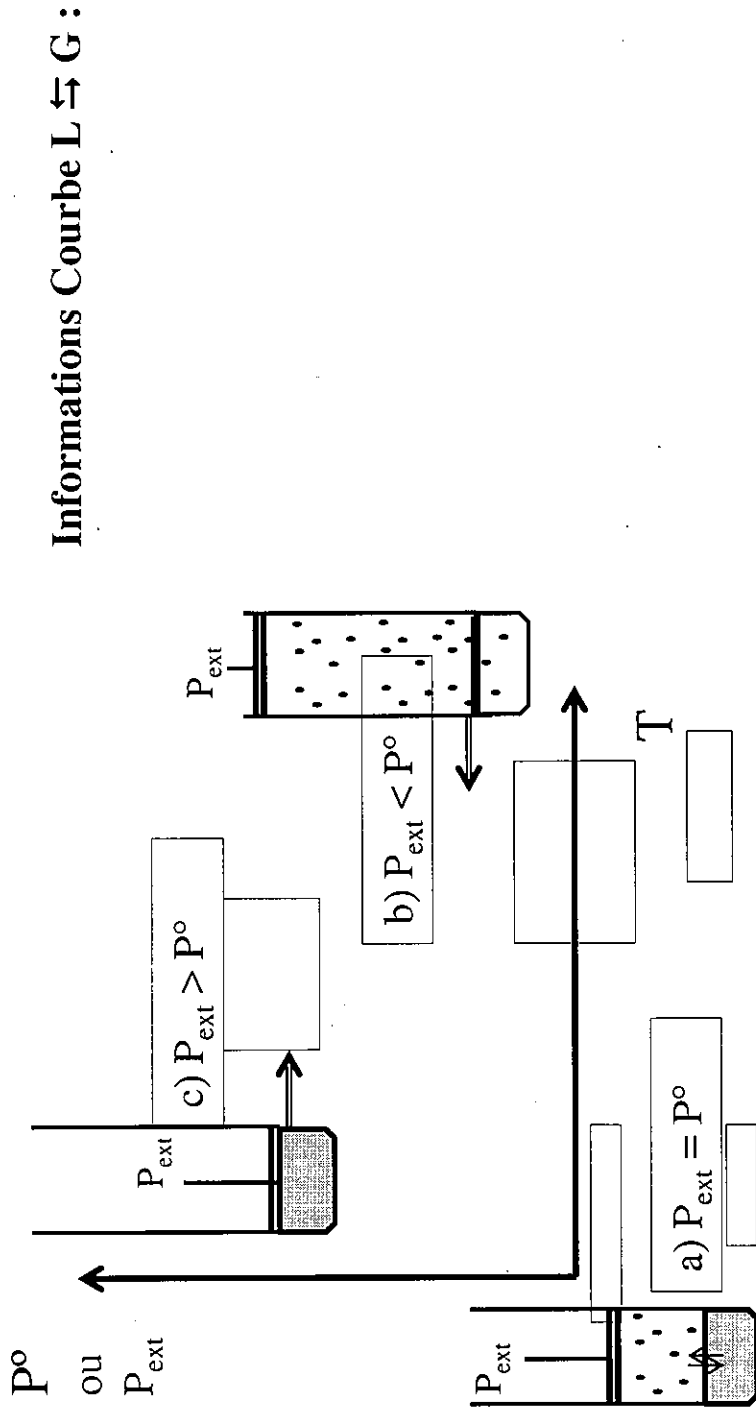


Figure 2.4 a



Courbe d'équilibre $L \rightleftharpoons G$ d'une substance pure



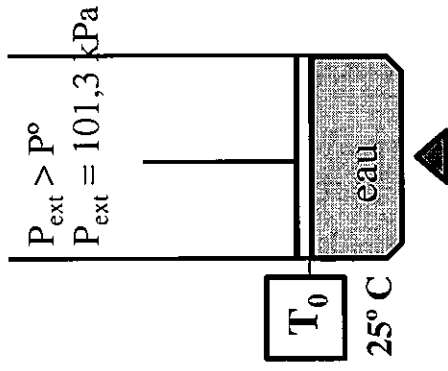
Informations Courbe $L \rightleftharpoons G$:

Point critique C (pas au programme)



20

Section 2.4. Température d'ébullition d'une substance pure sous une P_{ext} donnée



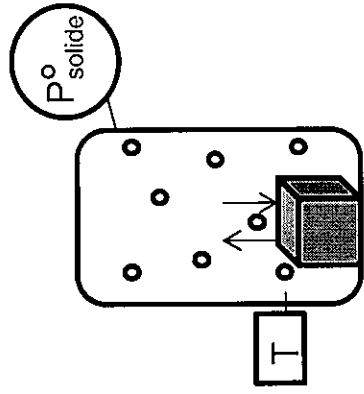
Observations lors du chauffage:

Définitions :

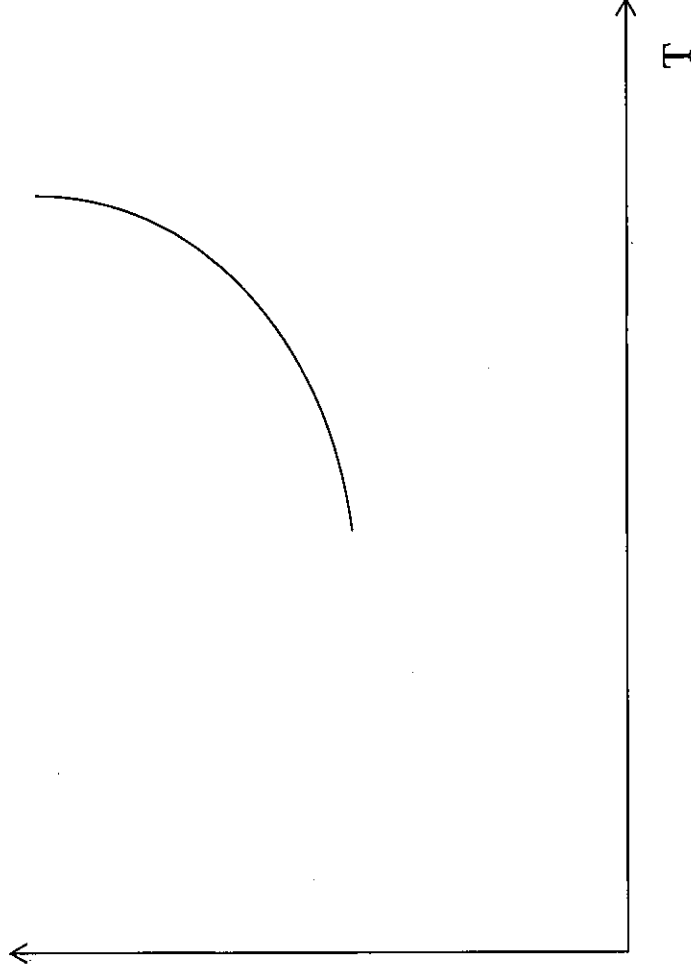
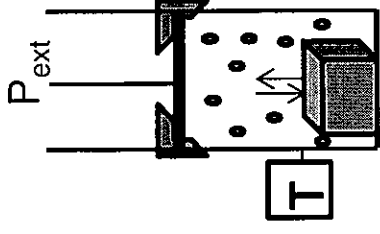
Température d'ébullition sous une P_{ext} donnée :

Température d'ébullition normale :

Section 3 Courbe d'équilibre Solide \leftrightarrow Gaz Tableaux 2.3 et 2.4 p.40



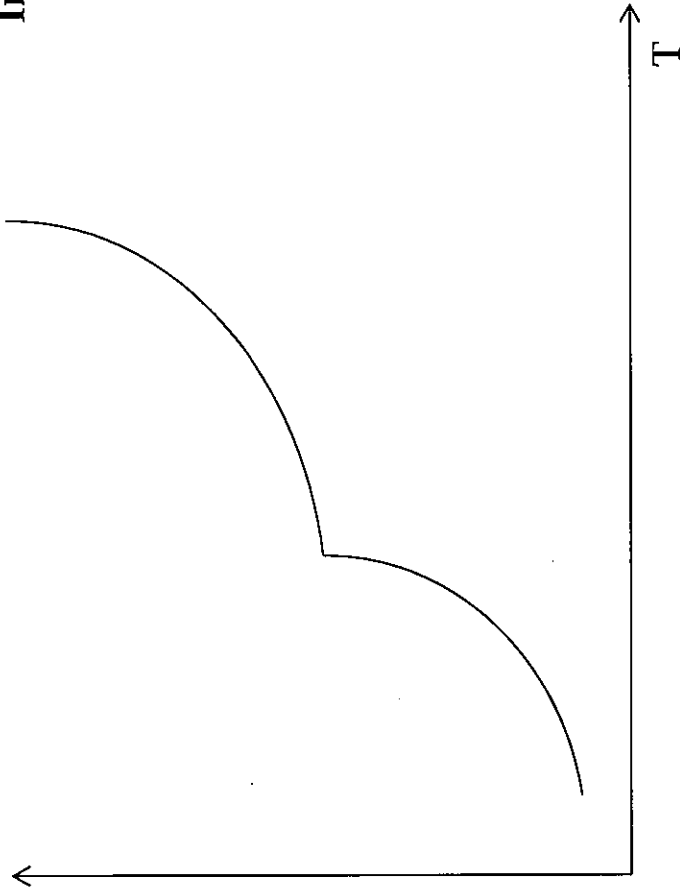
Informations Courbe S \leftrightarrow G :



Point triple :

Sections 4 et 5 Courbe d'équilibre Solide \leftrightarrow Liquide et Diagramme de phases des corps purs

Informations Courbe $S \leftrightarrow L$:



P^o
ou
 P_{ext}

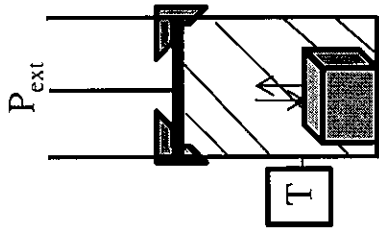
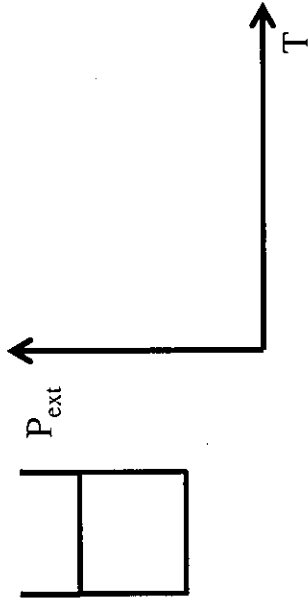


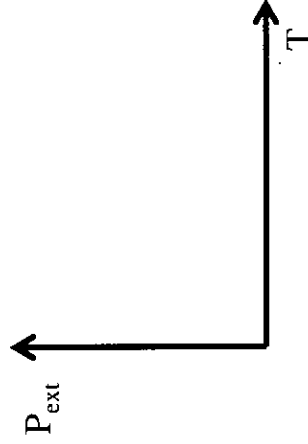
Fig. 2.9 p.42 et 2.3 p.43

2 cas possibles pour courbe $S \leftrightarrow L$

Cas le plus général : $\rho_S > \rho_L$



Cas de l'eau : $\rho_S < \rho_L$



L1 P. 42 et 43

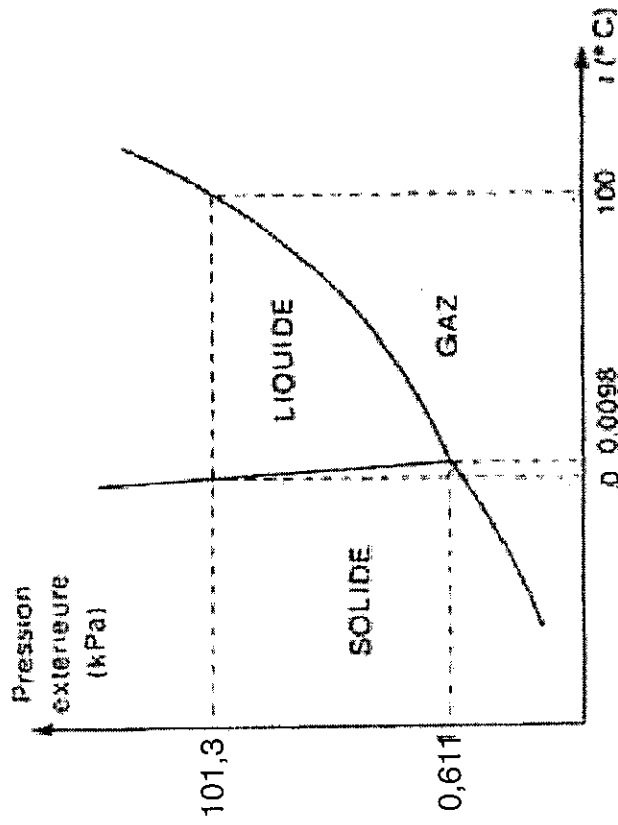


FIGURE 2.9
Diagramme des phases de l'eau

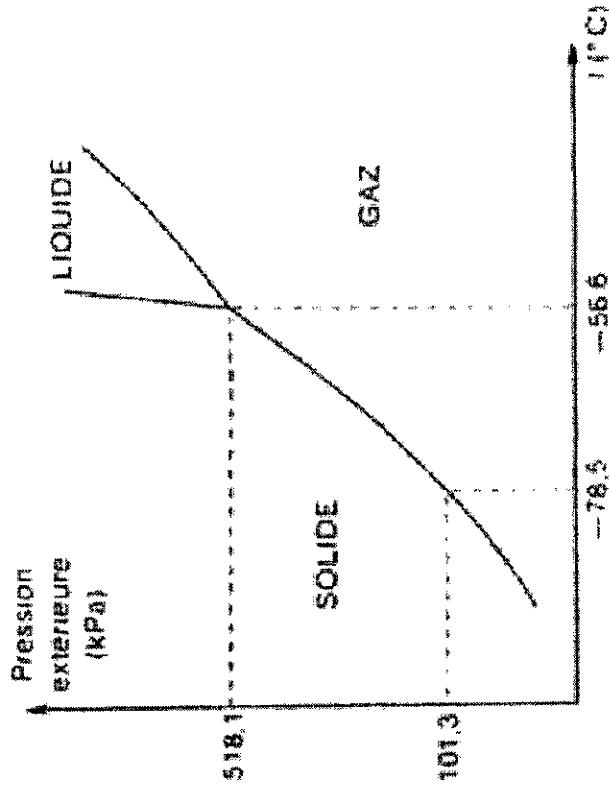
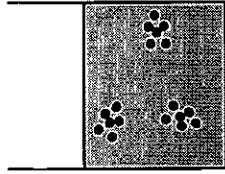


FIGURE 2.10
Diagramme des phases de CO₂



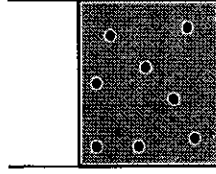
Introduction aux solutions et Dilution par ajout de solvant



Mélange de deux liquides
parfaitement solubles
Ex. : CH_3OH et $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

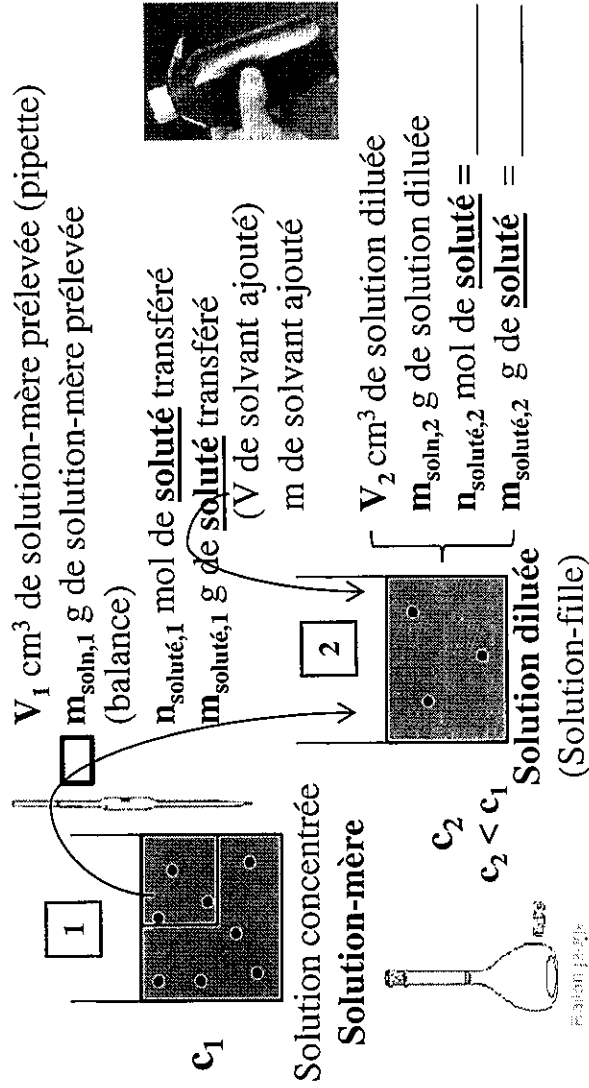


Solution d'un (ou plusieurs)
solutés dans un solvant
Ex. : Solution de H_2SO_4



Définition d'une solution :

Dilution par ajout de solvant:



Exercice :

Soit une solution 1 de H_2SO_4 ($M = 98,07 \text{ g/mol}$) de concentration égale à $0,120 \text{ mol/dm}^3$ et de masse volumique égale à $1,025 \text{ g/cm}^3$.

- a) Quelle est la masse d'eau contenue dans $110,0 \text{ cm}^3$ de cette solution 1 ?
- b) À $40,0 \text{ g}$ de la solution 1, on ajoute suffisamment d'eau pour obtenir $200,0 \text{ cm}^3$ de solution 2. Quelle est la concentration de cette solution diluée ?

Chap.4, sections 1 et 2 Unités de composition quantitative des solutions et masse volumique

1. Unités de composition quantitative des solutions : donnent des proportions entre les constituants de la solution

<ul style="list-style-type: none"> • Concentration du soluté 	$C_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$	Solution de HNO_3 0,105 mol/dm ³
<ul style="list-style-type: none"> • Molalité du soluté 	$b_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}} \text{ (kg)}}$	Solution de CoCl_2 1,85 mol/kg
<ul style="list-style-type: none"> • Fraction molaire du constituant i (ou du soluté) <p>Y_i pour les gaz souvent</p>	$X_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$ $\sum X_i = 1$	Solution de NaOH de fraction molaire égale à 0,150
<ul style="list-style-type: none"> • Fraction massique du constituant i (ou du soluté) 	$W_i = \frac{m_i}{m_{\text{solution}}}$ $\sum W_i = 1$	Solution de CH_3OH et de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ de fraction massique en CH_3OH égale à 0,275

2. Masse volumique : pas une unité de composition quantitative des solutions (pas de proportion des constituants).

$$\rho_{\text{substance pure}} = \frac{m_{\text{substance pure}}}{V_{\text{substance pure}}}$$

$$\rho_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$$

Solution de NaOH de masse volumique égale à 1,023 g/cm³

Nutritionniste



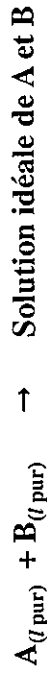
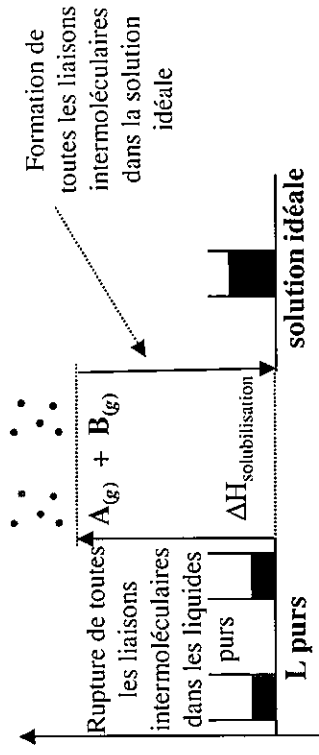
Exercice :

Soit une solution 1 de CH_3OH ($M = 32,04 \text{ g/mol}$) de fraction massique égale à 0,170 et de masse volumique égale à $0,875 \text{ g/cm}^3$. $M_{\text{eau}} = 18,015 \text{ g/mol}$.

- a) Quelle est la fraction molaire de cette solution 1 ?
- b) Quelle est la molalité de cette solution 1 ?
- c) Quelle est la concentration de cette solution 1 ?
- d) À 10,0 g de la solution 1, on ajoute 50,0g d'eau. Quelle est la molalité de cette solution diluée ?

L1, Chap.4, section 3.1 Solutions idéales de deux liquides complètement miscibles

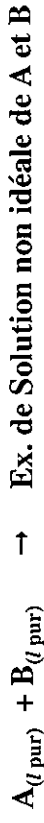
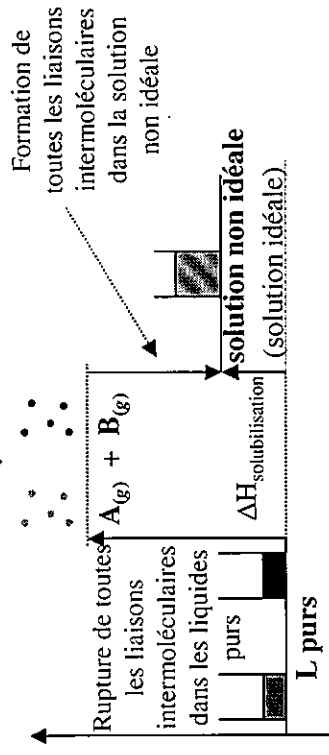
$\Delta H_{\text{solutibilisation}}$? 0 : thermique



On a donc que les liaisons présentes dans la solution idéale sont intenses que celles présentes dans les liquides purs.

Exemples :

$\Delta H_{\text{solutibilisation}}$? 0 : thermique



On a donc que les liaisons présentes dans ce type de solution non idéale sont intenses que celles présentes dans les liquides purs. Mais puisque les liaisons présentes dans les liquides purs sont de même intensité que celles qui seraient présentes dans la solution si elle était idéale ($\Delta H_{\text{solut.}} = 0$), on peut conclure que :

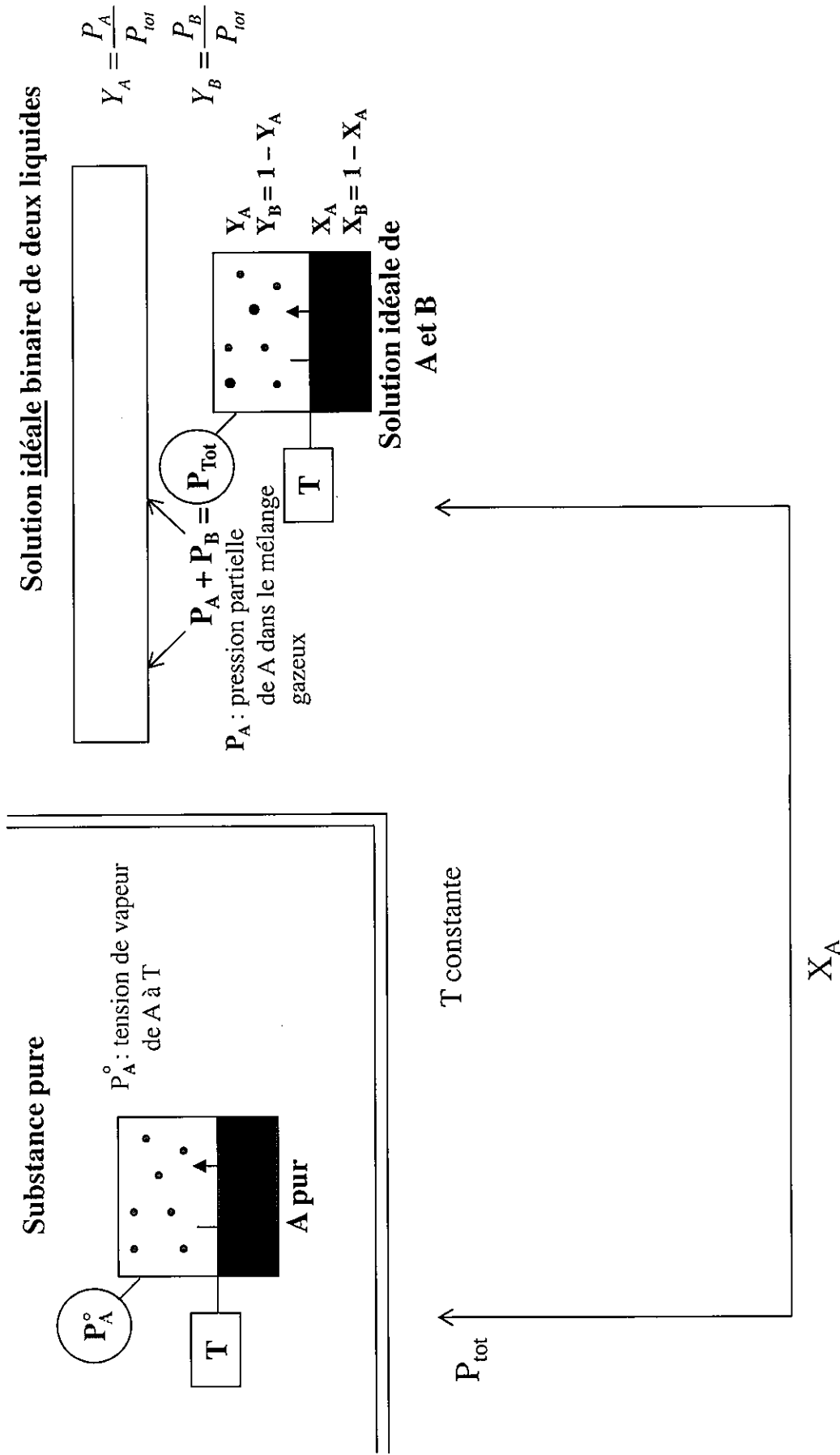
$|E_{\text{liaisons intermoléc. solution non idéale}}| \quad ? \quad |E_{\text{liaisons intermoléc. solution si idéale}}|$

Les molécules quittent donc facilement cette solution liquide non idéale qu'elles ne la quitteraient si la solution était idéale, et donc :

P_{tot} dans la solution non idéale P_{tot} dans la solution si idéale (à une T donnée)

Section 3.2 Équilibres liquide – vapeur de solutions idéales de deux liquides.

Loi de Raoult



P.108 ex. 4.14 a (avec LI)
 DetR p.39 ex.3 (sans le LI)

Ingénieur chimiste

Contrôle 2



L1 Chap. 5 Section 5 : Propriétés colligatives de solutions de non-électrolytes

Généralités :

Non-électrolytes :

À quoi servent souvent les propriétés colligatives en chimie :

Ne dépendent pas de la nature du soluté mais dépendent de la composition quantitative totale en soluté.
Dépendent en général de la nature du solvant.
Variations par rapport au solvant pur.

Exploitent la loi de Raoult.

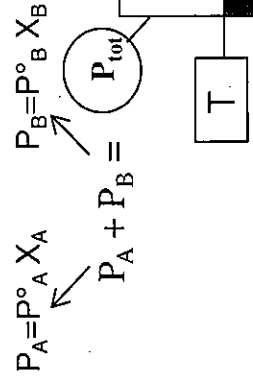
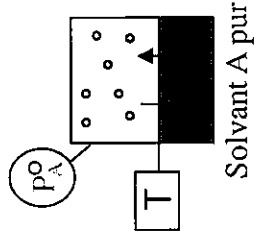
Relations qui découlent de la loi de Raoult valables pour des **solutions très diluées de solutés très peu volatils** dans un solvant beaucoup plus volatil.

4 propriétés colligatives à l'étude : ΔP , $\Delta T_{\text{éb}}$, ΔT_{cong} , Π

Définies pour être positives.

Convention : A : solvant B, C, D, etc. : solutés très peu volatils

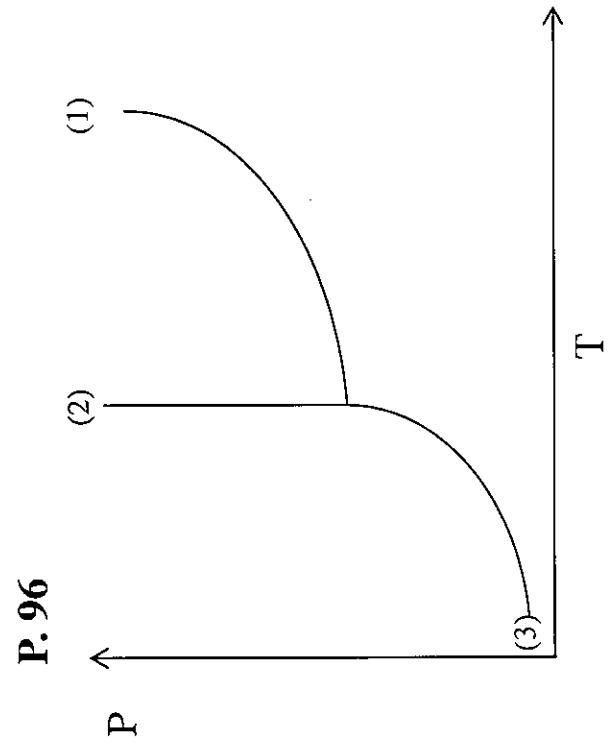
Section 5.1 : ΔP :



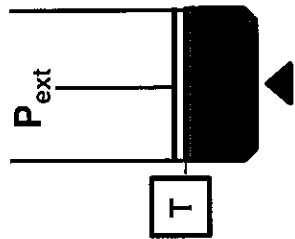
Solution très diluée d'un soluté très peu volatil B dans un solvant beaucoup plus volatil A

Définition de ΔP :
Application de la loi de Raoult :

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} \quad n_B = \frac{m_B}{M_B}$$



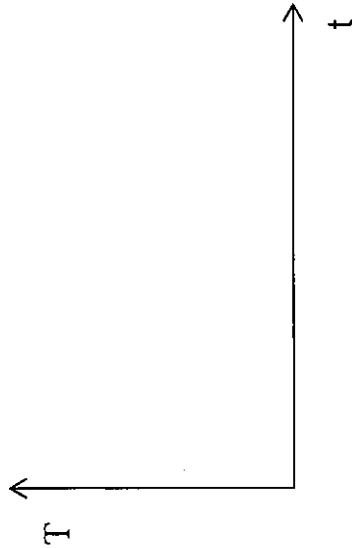
Section 5.2 $\Delta T_{\text{éb}}$:



$$b_B = \frac{n_B}{m_{A(\text{kg})}} \quad n_B = \frac{m_B}{M_B}$$

5.3 ΔT_{cong} :

Courbe de refroidissement d'une solution



Définition de $\Delta T_{\text{éb}}$:

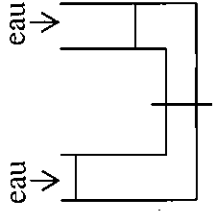
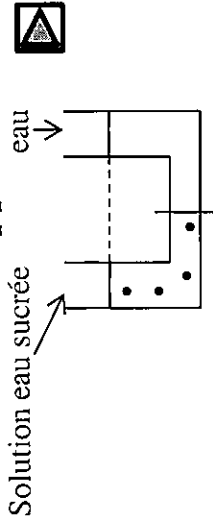
Application de la loi de Raoult :

Définition de ΔT_{cong} :

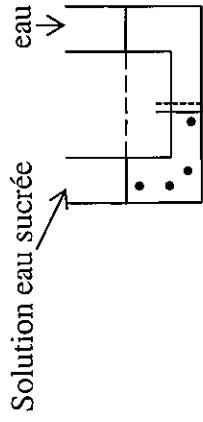
Application de la loi de Raoult :

L1 Chap. 5 Section 5.4 : Pression osmotique d'une solution très diluée π

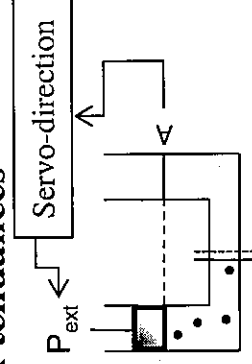
Deux tendances opposées :



Osmose et pression osmotique : opposition des deux tendances



Membrane semi-perméable :

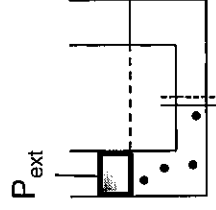


Pression osmotique π :

Relation entre π et la concentration de la solution :

Cellules sanguines

Osmose :



Osmose inverse

Section 6 : Propriétés colligatives des électrolytes forts en solution aqueuse

Section 6.1 : 2 types d'électrolytes :

1. Électrolytes forts : sont présents uniquement sous forme d'ion en solution :
 - a) Composés ioniques : ex. : NaCl (___ mol d'ions par mol de NaCl), CoCl_2 (___ mol d'ions par mol de CoCl_2)
 - b) Acides forts : ex. : HCl
2. Électrolytes faibles : composés covalents dont la réaction avec le solvant est incomplète
Ex. : l'acide faible CH_3COOH

Nous traiterons uniquement les électrolytes forts

Section 6.2 : Coefficient de Van't Hoff i et Propriétés colligatives des électrolytes forts :

Voir Tableau 4.7 p. 104

Même molalité de différents solutés

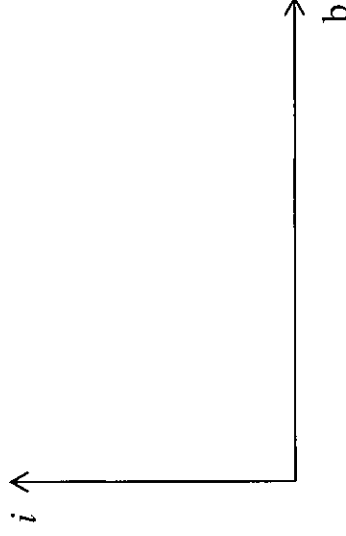
Observations :

Voir Tableau 4.8 p. 105

Molalités différentes pour un même soluté

Observations :

Coefficient de Van't Hoff, i :



Relations 4.15 à 4.18 p. 105:

$$\Delta P = P^{\circ}_{\text{solvant}} (i_{\text{soluté}} X_{\text{soluté}})$$

$$\Delta T_{\text{éb}} = K_{\text{éb}} (i_{\text{soluté}} b_{\text{soluté}})$$

$$\Delta T_{\text{cong}} = K_{\text{cong}} (i_{\text{soluté}} b_{\text{soluté}})$$

$$\pi = i_{\text{soluté}} C_{\text{soluté}} RT$$

Déterminer la température de congélation d'une solution aqueuse de NH_4Cl 0,0100 mol/kg et de glucose 0,0200 mol/kg

Solvant	$K_{\text{ébullition}}$ (°C·mol ⁻¹ ·kg)	Température d'ébullition normale du solvant (°C)
acétate de méthyle	2,15	57
acétate d'éthyle	2,77	77,1
acétone	1,71	56,2
acide acétique	3,07	117,9
aniline	3,52	184,13
benzène	2,58	80,1
chloroforme	3,63	61,7
cyclohexane	2,79	80,74
disulfure de carbone	2,34	46,25
eau	0,512	100,00
éthanol	1,22	78,5
éther éthylique	2,02	34,51
méthanol	0,83	64,96
n-hexane	2,75	68,95
n-octane	4,02	125,66
phénol	3,56	181,75
tétrachlorure de carbone	5,03	76,54
toluène	3,33	110,6

TABLEAU 4.5

Température d'ébullition normale et constante molaire d'élevation de la température d'ébullition de quelques solvants

P. 93

Solvant	$K_{\text{congélation}}$ (°C·mol ⁻¹ ·kg)	Température de congélation normale du solvant (°C)
acide acétique	3,90	16,6
acide formique	2,77	8,4
acide stéarique	4,50	71,5
benzène	4,90	5,5
benzophénone	9,80	48,1
camphre d'	39,7	179,8
cyclohexane	20,2	6,55
dibromure d'éthylène	11,80	-53
dichlorobenzène-1,4	7,1	53,1
diphényl	8,00	71
diphénylamine	8,60	54
eau	1,86	0,00
naphtalène	6,8	80,55
nitrobenzène	7,00	5,7
phénol	7,40	43
triphenylméthane	12,45	94
uréthane	5,14	48,5

TABLEAU 4.6

Température de congélation et constante molaire d'abaissement de la température de congélation de quelques solvants

P. 97



Soluté	$\Delta T_{\text{congelation}}$ (°C)	i
glucose	0,0093	1
HCl	0,0181	1,95
HNO ₃	0,0183	1,97
NH ₄ Cl	0,0181	1,95
CuSO ₄	0,0143	1,54
H ₂ SO ₄	0,0241	2,59
CoCl ₂	0,0260	2,80
K ₂ SO ₄	0,0258	2,77
K ₃ Fe(CN) ₆	0,0326	3,51

Tableau 4.7 P. 104

Valeurs expérimentales de ΔT_{cong} , et coefficients de Van't Hoff, i , pour quelques solutions aqueuses de $b_B = 0,0050$ mol/kg

Composé	Molalité (mol/kg)					
	0,0050	0,0100	0,0500	0,1000	0,2000	
HCl	1,95	1,94	1,90	1,89	1,90	
HNO ₃	1,97	1,96	1,91	1,89	1,87	
NH ₄ Cl	1,95	1,92	1,88	1,85	1,82	
CuSO ₄	1,54	1,45	1,22	1,12	1,03	
H ₂ SO ₄	2,59	2,46	2,21	2,12	2,04	
CoCl ₂	2,80	2,75	2,64	2,62	2,66	
K ₂ SO ₄	2,77	2,70	2,45	2,32	2,17	
K ₃ Fe(CN) ₆	3,51	3,31	3,01	2,85	2,69	

Tableau 4.8 P. 105

Coefficient de Van't Hoff, i , pour quelques solutions aqueuses de diverses molalités



Section 1 Introduction :

Cinétique chimique : Étude expérimentale et théorique des vitesses de réactions (v_{rx} ou v)

▪ Vaste et important domaine, tant d'un point de vue industriel que pour la compréhension du déroulement intime d'une réaction. Nous n'en explorerons qu'une partie, mais suffisamment pour comprendre les enjeux et les méthodes de traitement.

▪ L'étude de la cinétique chimique nous mènera vers l'équilibre chimique, qui est un équilibre dynamique

$$\text{À l'équilibre } v_{rx \text{ directe}} = v_{rx \text{ inverse}}$$

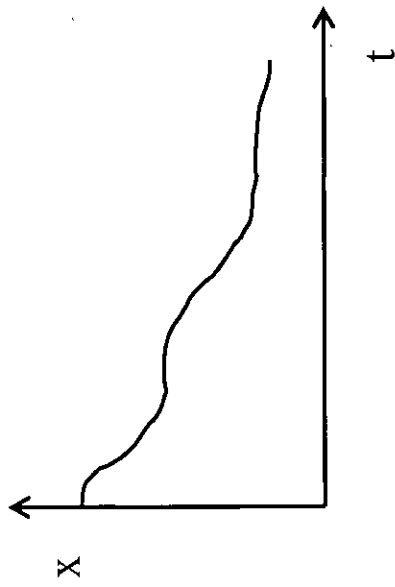
▪ Nous commencerons toutefois par l'étude de la vitesse de la réaction directe seulement, lorsque la vitesse de la réaction inverse peut être négligée car très peu de produits ont été formés ou que cette réaction inverse est très lente quelles que soient les concentrations des produits.

▪ Nous nous limiterons à des réactions homogènes, c'est-à-dire en solution liquide ou gazeuse, dans un contenant de volume constant. Alors $[\text{soluté}] \propto n_{\text{soluté}} \cdot ([\text{soluté}] \equiv c_{\text{soluté}})$

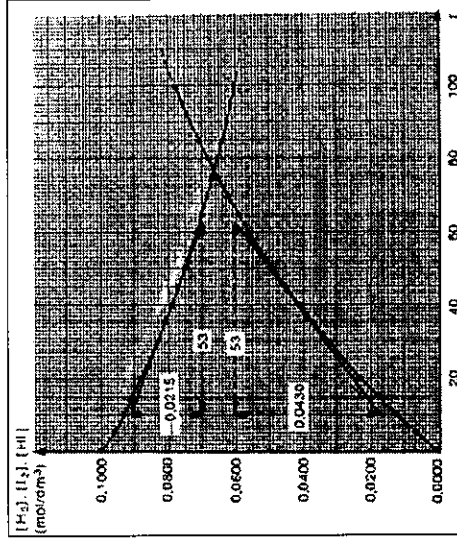
▪ t : temps ; T : température ; k (et non K) : constante de vitesse d'une réaction

Section 2. Définition de la vitesse de réaction, v : vitesse instantanée au temps t , v_t

Vitesse d'un mobile



Vitesse d'une réaction Ex. : $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{g})$ à 700 K. (P.188)



L2 p.188

Définition de vitesse choisie pour qu'elle soit : 1) positive et 2) indépendante du réactif ou produit servant à la mesurer

Pour une réaction homogène générale de type : $a A + b B \rightarrow c C + d D$, la vitesse instantanée v est définie comme :

$$v_t \equiv -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt}$$

$$v_t \equiv \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt}$$

$\frac{d[\quad]}{dt}$ se mesure par :

$$v_t \equiv -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt}$$

$$v_t \equiv \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$

Unités de v :

Section 3 Détermination expérimentale de la vitesse de réaction :

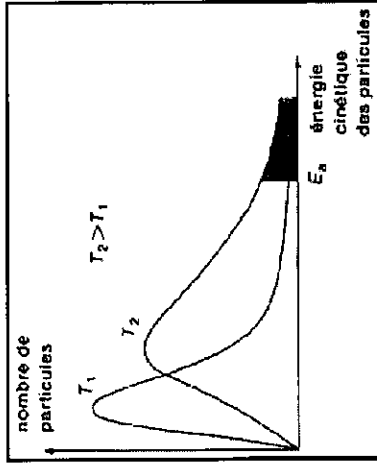
Lire la section, puis faire l'exercice 5.3

Il s'agit de pouvoir suivre la [] d'un réactif ou produit pendant un certain temps, pour pouvoir ensuite déterminer la vitesse de réaction de façon graphique, mais aussi pour obtenir les paramètres cinétiques de la réaction (voir section 5).

Ex. : Titrage acide-base pour des réactions lentes si un acide ou une base est un réactif
Colorimétrie (spectrophotométrie dans la région du visible) si un réactif ou un produit est coloré
Mesure de la pression si le nombre de moles de gaz varie au cours de la réaction (expérience)

Section 4 Facteurs influençant la vitesse de réaction :

L1 p.15



•

•

•

•

•

Section 5 Influence de la concentration des réactifs sur la vitesse de réaction

5.1 Expression de vitesse ou loi de vitesse d'une réaction ; ordres partiels et ordre global, constante de vitesse

Soit des réactions homogènes d'équation générale:



On a montré expérimentalement que pour plusieurs réactions, la vitesse était reliée aux [réactifs] par une relation de type :

Expression de vitesse ou loi de vitesse : $v = k [A]^{\alpha} [B]^{\beta}$	Plus précisément : $v_r = k [A]_r^{\alpha} [B]_r^{\beta}$
----------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------

v : vitesse instantanée de la réaction au temps t , telle que définie à la section 2

Constantes expérimentales :

k : constante de vitesse de la réaction

α : ordre partiel par rapport au réactif A

Ex. de valeurs :
Si $\alpha = 0$?

β : ordre partiel par rapport au réactif B

Ordre global de la réaction :

Unités de k :

Ex. 5.4 p. 241

Dernier paragraphe de la p.195

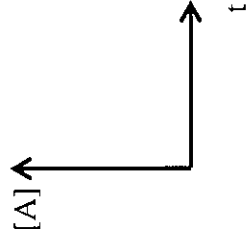
Section 5.1 (suite)

Étude des vitesses initiales (v_0) d'une réaction pour déterminer expérimentalement les ordres partiels des réactifs, l'ordre global de la réaction et sa constante de vitesse k à la température T .
Seules les concentrations des réactifs varieront d'une expérience à l'autre.



Expérience	$[\text{BrO}_3^-]_0$ (mol/dm ³)	$[\text{Br}^-]_0$ (mol/dm ³)	$[\text{H}_3\text{O}^+]_0$ (mol/dm ³)	v_0 exp. (mol/dm ³) s ⁻¹
1	0,10	0,10	0,10	$0,80 \times 10^{-3}$
2	0,10	0,10	0,20	$3,2 \times 10^{-3}$
3	0,20	0,10	0,10	$1,6 \times 10^{-3}$
4	0,20	0,20	0,10	$3,2 \times 10^{-3}$

Avantages d'utiliser les v_0 :



Expression de vitesse:

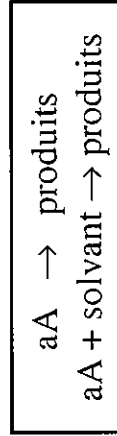
$$v = k [\text{BrO}_3^-]^\alpha [\text{Br}^-]^\beta [\text{H}_3\text{O}^+]^\gamma$$

On veut déterminer α , β , γ et k à T .

$$k \frac{[\text{BrO}_3^-]_0^\alpha [\text{Br}^-]_0^\beta [\text{H}_3\text{O}^+]_0^\gamma}{v_0} =$$

Section 5.2 Équations de vitesse différentielle et intégrée pour les réactions d'ordre 1 et 2

5.2.1 et 5.2.3 Cas des réactions avec un seul réactif



$$v = k [A]^\alpha$$

	Ordre 1	Ordre 2
Expression de vitesse :		
Équation de vitesse différentielle :		
Équation de vitesse intégrée :		
Temps de demi-réaction, $t_{1/2}$ ($[A]_{t_{1/2}} = [A]_0 \div 2$)		
Unités de k:		
Comportement graphique de l'équation de vitesse intégrée et détermination de l'ordre à l'aide du graphique		

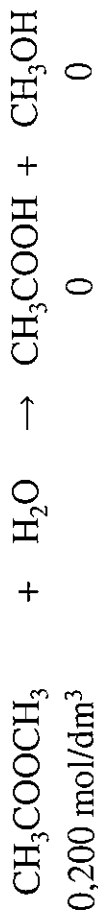
Définitions et Preuves

Ordre 1

Ordre 2

Tableaux réactionnels ou stœchiométriques : Exercice 5.6 a page 241

À partir des données de l'exercice 5.2, déterminez la concentration de $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ présent dans le mélange réactionnel pour une concentration initiale de $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ de $0,200 \text{ mol/dm}^3$



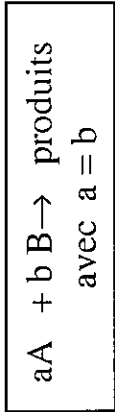
Init

Rx*

t

temps (min)	$[\text{CH}_3\text{COOH}]$ (mol/dm^3)	$[\text{CH}_3\text{COOCH}_3]$ (mol/dm^3)	$1/[\text{CH}_3\text{COOCH}_3]$ (mol/dm^3) ⁻¹	$\ln([\text{CH}_3\text{COOCH}_3]_t/[\text{CH}_3\text{COOCH}_3]_0)$
0,00	0	0,200	5,00	0,000
10,0	0,026			
20,0	0,048			
40,0	0,085			
60,0	0,113			
100,0	0,150			
100,0	0,175			

5.2.1 et 5.2.3 Cas des réactions avec deux réactifs

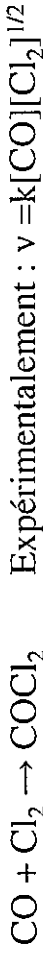


$$v = k [A]^a [B]^b$$

Cas général	Exemple
$aA + bB \rightarrow$ Produits, avec $a = b$ $v = k [A]^a [B]^b$ 1 ^{ère} expérience : On utilise des $[]_0$ égales de A et B • Puisque $a = b$, on a donc $[A]_t = [B]_t$ • $v = k [A]^a [B]^b$ devient	$H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2 HI(g)$ $v = k [H_2]^a [I_2]^b$ 1 ^{ère} expérience : On utilise des $[]_0$ égales de H_2 et I_2 • Puisque $a = b = 1$, on a donc $[H_2]_t = [I_2]_t$ • $v = k [H_2]^a [I_2]^b$ devient
2 ^e expérience : On utilise une $[A]_0 \gg [B]_0$ (solvant) • Puisque $a = b$, on a donc $[A]_t = [B]_t$ • $v = k [A]^a [B]^b$ devient	2 ^e expérience : On utilise une $[H_2]_0 \gg [I_2]_0$ • Puisque $a = b$, on a donc $[H_2]_t = [I_2]_t$ • $v = k [H_2]^a [I_2]^b$ devient

57

Section 5.3 Mécanisme réactionnel : On veut expliquer les lois de vitesse obtenues expérimentalement



La probabilité de présence d'une particule à un endroit du ballon est proportionnelle à sa [].

- Équation d'une réaction chimique : souvent le bilan global d'une succession plus ou moins complexe de réactions simples
- Mécanisme réactionnel : description de la succession de processus (ou étapes) élémentaires selon laquelle se déroule la transformation des réactifs en produits lors d'une réaction chimique.
- Processus élémentaire : décrit la rencontre directe d'individus chimiques (unités de base : atomes, molécules, ions)
- Critères à respecter pour qu'un mécanisme soit acceptable :
 - Être en accord avec la stœchiométrie de la réaction \rightarrow addition des processus = équation globale
 - Expliquer l'expression de vitesse obtenue expérimentalement
 - Expliquer la présence d'espèces intermédiaires qui ont été observées dans le ballon réactionnel
 - Il faut que ça soit plausible... Avoir du sens chimiquement (liaisons, vitesse)
- Exercice : Écrivez un mécanisme réactionnel en 3 étapes pour la réaction :
$$\text{NO}_{2(\text{g})} + \text{CO}_{(\text{g})} \rightarrow \text{NO}_{(\text{g})} + \text{CO}_{2(\text{g})} \quad \text{Expér. : } v = k[\text{NO}_2]^2, \text{ avec NO}_3 \text{ et O comme seules espèces intermédiaires.}$$

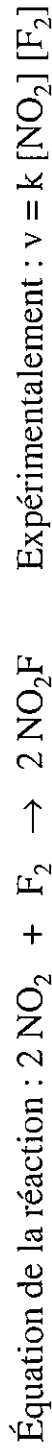
Étape 1 :

Étape 2 :

Étape 3 :

Bilan :

Section 5.3 (suite) Exemple de mécanisme réactionnel



Mécanisme réactionnel proposé dans la littérature :

1^{re} étape :

2^e étape :

Bilan global :

Espèce intermédiaire :

Pour un processus élémentaire seulement :

Molécularité :

Nombre d'individus chimiques qui doivent se rencontrer pour que le processus ait lieu (réactifs du processus)

Ordre partiel d'un processus élémentaire :

Étape déterminante d'un mécanisme réactionnel :

P : 2 0 9 , 2 1 0

6. Influence de la température sur la vitesse de réaction

$v_{T_1} = k_{T_1} [A]^\alpha [B]^\beta$ Si les changements de T ne sont pas trop drastiques, le mécanisme réactionnel n'est pas modifié.

$$v_{T_2} = k_{T_2} [A]^\alpha [B]^\beta$$

6.1 Loi d'Arrhénius : Influence de la température sur la constante de vitesse k de la réaction Arrhénius a réussi à expliquer l'influence observée de la T sur k par la relation :

$$k_T = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

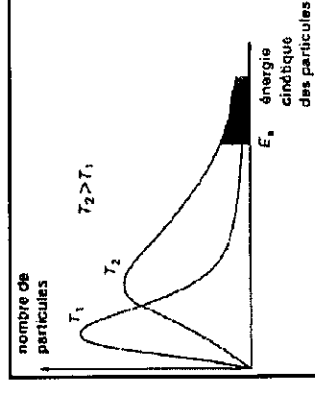
Voir p.217, équation 5.10

k_T : Constante de vitesse à la température T

A : Constante pré-exponentielle caractéristique de la réaction (coefficient d'Arrhénius)
Unités de A :

E_a : Énergie d'activation de la réaction : (J/mol)

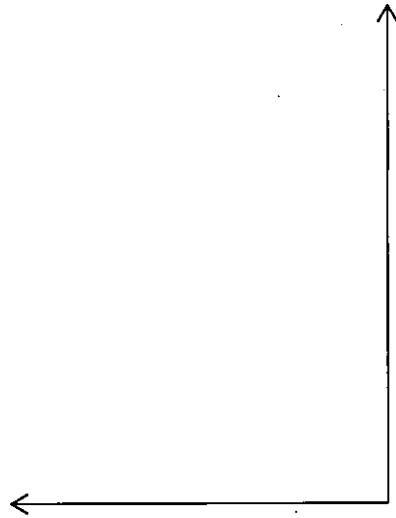
Énergie cinétique minimale que les réactifs doivent avoir pour pouvoir se transformer en produits (cette énergie cinétique est transformée en énergie potentielle qui permet le passage de la ou des barrière(s) d'énergie qui sépare(nt) les réactifs des produits).



Section 6.1 Loi d'Arrhénius (suite): Influence de la température sur la constante de vitesse k de la réaction

$$k_T = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

$$E_a \text{ en J/mol}$$



$$\ln k_T = \ln A + \ln e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

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

Si deux températures seulement

$$\ln k_{T_1} = \ln A - \frac{E_a}{RT_1}$$

$$\ln k_{T_2} = \ln A - \frac{E_a}{RT_2}$$

$$\ln k_{T_1} - \ln k_{T_2} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

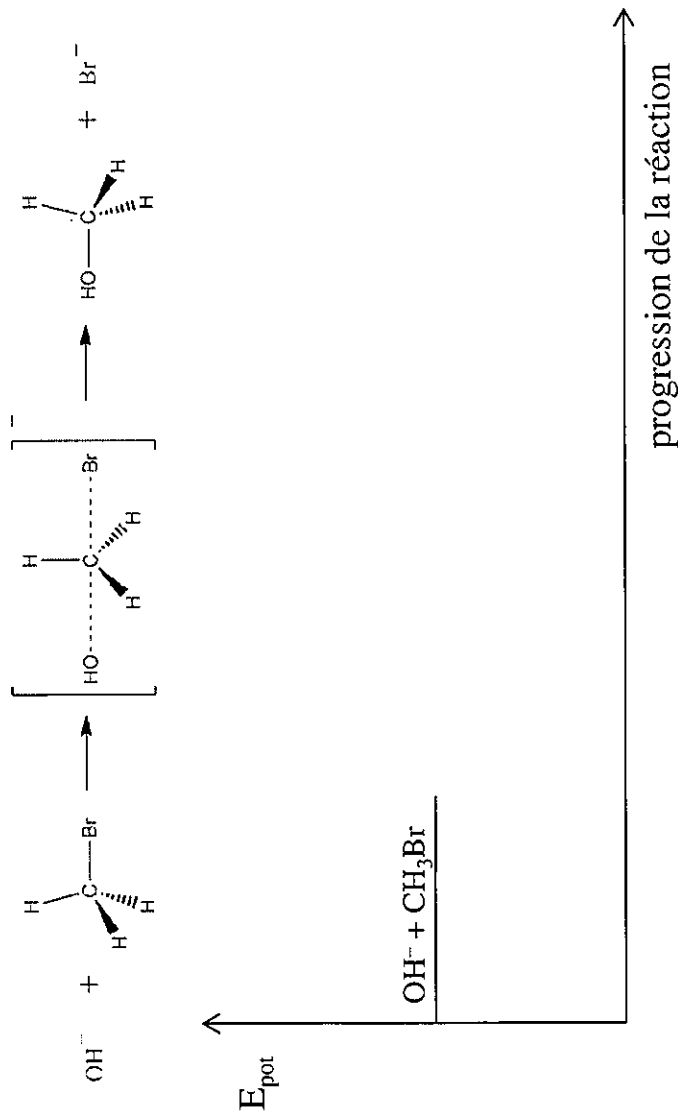
$$\ln \left(\frac{k_{T_1}}{k_{T_2}} \right) = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Signification de A :

Ex. 5.24 à 5.30 : faire les exercices recommandés et au moins deux exercices facultatifs.

Section 6.2 (et 6.3.1) Profil d'énergie d'une réaction. Notion de complexe activé.

Profil d'énergie d'un processus élémentaire : ex. $\text{OH}^- + \text{CH}_3\text{Br} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{Br}^-$ $v =$



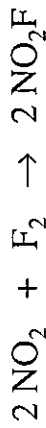
Réaction directe : indice d
 Réaction inverse : indice i

Section 6.3.1

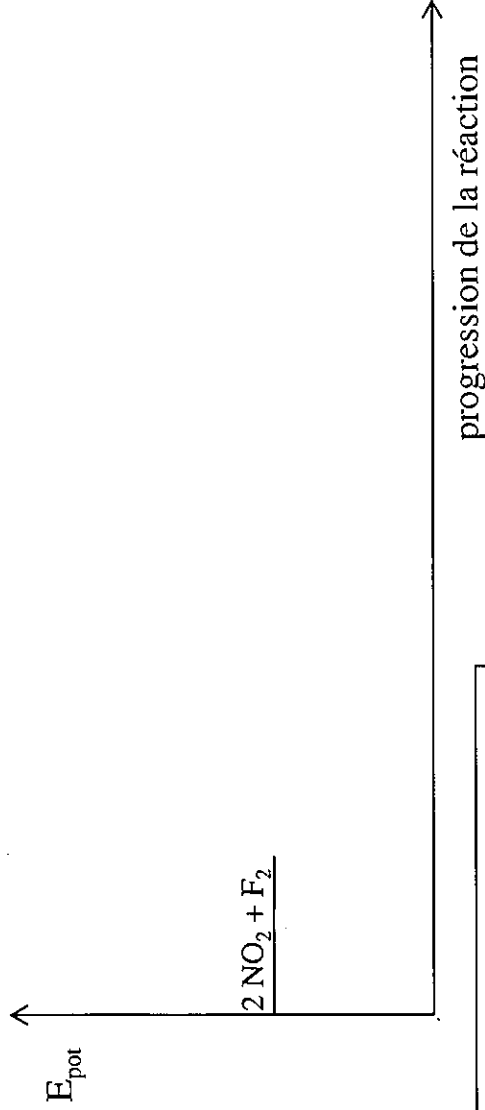
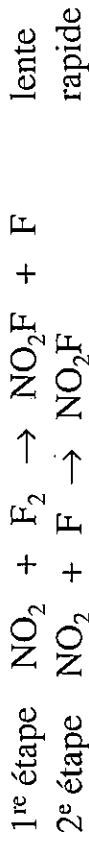
Relation entre ΔH , $E_{\text{act,d}}$ et $E_{\text{act,i}}$

Profil d'énergie d'une réaction comprenant plusieurs processus élémentaires

Ex. : Celui de la section 5.3

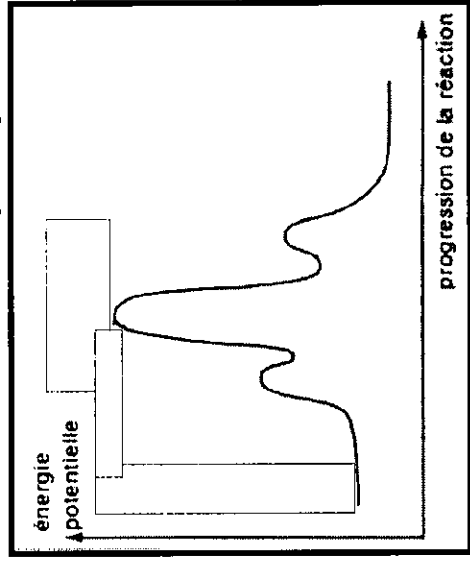


Mécanisme réactionnel proposé:



Exercice 5.32 p.245
Correction p.254

Autre exemple L2 p.222



Section 8.1 La catalyse

Un catalyseur est une substance qui accélère une réaction sans en modifier le bilan global.

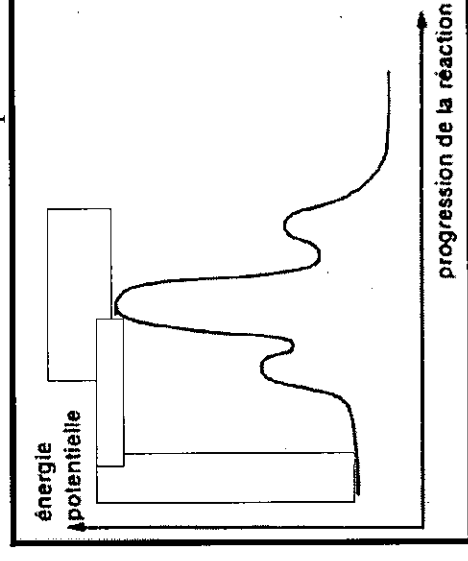
3 types de catalyse :

-
-
-

Mode d'opération des catalyseurs :

Mécanisme réactionnel avec catalyseur :

L2 p.222



Expression de vitesse d'une réaction avec catalyseur (catalyse homogène)

P. 229, 230 et 231

Exercice 5.32 p.245
Correction p.254

Section 6.3.2 Relation entre k_d , k_i et la constante d'équilibre de la réaction, K_C

Reprenons le processus élémentaire de la section 6.2



Nous allons nous intéresser à la vitesse de la réaction inverse (v_i) en plus de celle de la réaction directe (v_d).

$$v_d =$$

$$v_i =$$

$$\text{À l'équilibre (dynamique) : } v_d = v_i$$

Livre 2 Chapitre 1 : Les équilibres non ioniques

Tableaux 1.1 et 1.2 et section 6.1 Expressions de K_C et K_P pour les réactions homogènes en phase gazeuse

1.1 Étude à 450°C de la réaction : $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

essai n°	au départ			à l'équilibre			
	$[I_2]$ (mol/m ³)	$[I_2]$ (mol/m ³)	$[HI]$ (mol/m ³)	$[H_2]_e$ (mol/m ³)	$[I_2]_e$ (mol/m ³)	$[HI]_e$ (mol/m ³)	$\frac{[HI]_e^2}{[H_2]_e [I_2]_e}$
1	6,40	8,40	0	1,85	1,85	13,1	50,1
2	0	0	16,8	1,85	1,85	13,1	50,1
3	0	5,80	12,4	0,43	6,23	11,5	49,4
4	2,55	0	13,5	3,38	0,83	11,8	49,6
5	6,32	9,81	0	0,62	4,11	11,4	51,0
6	7,44	3,41	8,67	4,82	0,79	13,9	50,7
Observations :							50,2 ± 0,7

1.2 Étude à 986°C de la réaction : $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$

essai n°	au départ				à l'équilibre				
	$p(H_2O)$ (Pa)	$p(CO)$ (Pa)	$p(H_2)$ (Pa)	$p(CO_2)$ (Pa)	$p(H_2O)_e$ (Pa)	$p(CO)_e$ (Pa)	$p(H_2)_e$ (Pa)	$p(CO_2)_e$ (Pa)	$\frac{p(CO_2)_e \cdot p(H_2)_e}{p(CO)_e \cdot p(H_2O)_e}$
1	$5,25 \times 10^4$	$5,25 \times 10^4$	0	0	$2,93 \times 10^4$	$2,93 \times 10^4$	$2,32 \times 10^4$	$2,32 \times 10^4$	0,627
2	$2,12 \times 10^4$	$2,12 \times 10^4$	0	0	$1,18 \times 10^4$	$1,18 \times 10^4$	$9,41 \times 10^3$	$9,41 \times 10^3$	0,636
3	0	0	$7,08 \times 10^4$	$3,05 \times 10^4$	$2,33 \times 10^4$	$2,33 \times 10^4$	$4,76 \times 10^4$	$7,24 \times 10^3$	0,635
4	0	0	$3,96 \times 10^4$	$6,17 \times 10^4$	$2,68 \times 10^4$	$2,68 \times 10^4$	$1,29 \times 10^4$	$3,49 \times 10^4$	0,622
5	$3,14 \times 10^4$	$2,98 \times 10^4$	0	$5,31 \times 10^4$	$2,51 \times 10^4$	$2,35 \times 10^4$	$6,28 \times 10^3$	$5,94 \times 10^4$	0,632
6	$6,28 \times 10^4$	$8,45 \times 10^3$	$2,25 \times 10^4$	0	$5,81 \times 10^4$	$3,62 \times 10^3$	$2,73 \times 10^3$	$4,83 \times 10^3$	0,627
7	$9,72 \times 10^4$	0	$8,64 \times 10^3$	$1,13 \times 10^5$	$1,03 \times 10^5$	$5,41 \times 10^3$	$3,23 \times 10^3$	$1,08 \times 10^5$	0,626
8	0	$8,20 \times 10^5$	$9,31 \times 10^4$	$6,12 \times 10^4$	$8,54 \times 10^3$	$8,29 \times 10^5$	$8,46 \times 10^4$	$5,27 \times 10^4$	0,630
9	$1,81 \times 10^4$	$7,75 \times 10^4$	$2,42 \times 10^3$	$5,63 \times 10^3$	$5,11 \times 10^3$	$6,55 \times 10^4$	$1,44 \times 10^4$	$1,76 \times 10^4$	0,633

0,630 ± 0,008

Expressions et unités de K_C et K_P pour une réaction générale : $a A_{(g)} + b B_{(g)} \rightleftharpoons c C_{(g)} + d D_{(g)}$

$K_C =$

$K_P =$

$\Delta V :$

Relation entre K_P et $K_C :$

Section 6.2 Expression de K_C pour les réactions homogènes en phase liquide. Cas particulier du solvant.

Expression et unités de K_C : $a A_{(solv)} + b B_{(solv)} \rightleftharpoons c C_{(solv)} + d D_{(solv)}$ $K_C = \frac{[D]_e^d [C]_e^c}{[A]_e^a [B]_e^b}$ Unités :

Cas particulier du solvant :



$$K_C = \frac{[CH_3COOH]_e [CH_3OH]_e}{[CH_3COOCH_3]_e [H_2O]_e}$$

$\Delta V :$

Section 6.3 Expression et unités de K_C et K_P pour les réactions hétérogènes.

Étude à 30°C de la réaction: $NH_2COONH_4(s) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + CO_2(g)$ p.25

essai n°	au départ		à l'équilibre			
	nombre de moles de NH_2COONH_4	$[NH_3]$ (mol/m ³)	$[CO_2]$ (mol/m ³)	nombre de moles de NH_2COONH_4	$[NH_3]$ (mol/m ³)	$[CO_2]$ (mol/m ³)
1	0,100	0	0	0,078	4,42	43,2
2	0,150	0	0	0,128	4,42	43,2
3	0,200	0	0	0,178	4,42	43,2
4	0,150	0,730	0	0,130	4,65	42,4
5	0,200	7,48	0	0,194	0,64	43,3
6	0,150	0	4,10	0,135	2,78	42,2
7	0,200	0	2,04	0,183	3,73	42,8

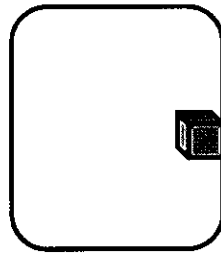
42,9 ± 0,7

Expressions :

$K_C =$ $K_P =$

Relation entre K_P et K_C :

Réactions hétérogènes:



Expression de K_P et relation entre K_P et K_C pour la réaction : $C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2 CO_{(g)}$

70

Section 7 Utilisation de K pour prédire le sens d'une réaction et déterminer les n_e , les $[]_e$, les $(P)_e$

Exemple : $C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2 CO_{(g)}$ $K_C =$ _____ $= 0,023$ à $727^\circ C$

Dans un ballon vide de $1,00 \times 10^2 \text{ dm}^3$, à $727^\circ C$, on introduit $3,00 \text{ mol}$ de CO , $83,1 \text{ kPa}$ de CO_2 et $2,00 \text{ mol}$ de $C_{(s)}$.

- Le système est-il à l'équilibre ? Prouvez-le.
- Simon, dans quel sens y aura-t-il réaction ?
- Quels seront les nouveaux nombres de moles de CO , CO_2 et C une fois l'équilibre établi ?
- Quelle sera la pression totale une fois l'équilibre atteint ?



$CO_{(g)}$

Initial

Réaction*

Équilibre

b)

c)

Quotient réactionnel Q_C (Q_P):

L2 Chap.1 Section 8 Déplacement de l'équilibre et principe de Le Châtelier

On s'intéresse à un système initialement à l'équilibre

$$Q_C = K_C \quad (Q_P = K_P)$$

On lui fait subir une perturbation, c'est-à-dire une modification telle que Q_C ou K_C est modifié et donc l'état d'équilibre est détruit.

$$Q_C \neq K_C \quad (Q_P \neq K_P)$$

→ Si $Q_C < K_C$ ($Q_P < K_P$)
 Q_C (Q_P) est trop petit, il doit \uparrow , rx \rightarrow

Si $Q_C > K_C$ ($Q_P > K_P$)
 Q_C (Q_P) est trop grand, il doit \downarrow , rx \leftarrow

Donc la vitesse de la réaction n'est plus la même dans les deux sens, et il y aura réaction jusqu'à ce que les deux vitesses redeviennent égales, c'est-à-dire jusqu'à un nouvel équilibre.

$$Q_C = K_C \quad (Q_P = K_P)$$

Perturbations possibles :

Principe de Le Châtelier : p.45

Lorsqu'un système en équilibre est soumis à une perturbation qui détruit l'état d'équilibre, il en résulte un déplacement de l'équilibre tel que le système consomme une certaine quantité de ce qu'on lui a fourni ou, au contraire, produit une certaine quantité de ce qu'on lui a enlevé.

Section 8.1 Perturbation : changement de température. K est modifié et l'équilibre est donc déplacé.

$$\ln K_p = cte - \frac{\Delta H_{rx}^0}{RT}$$

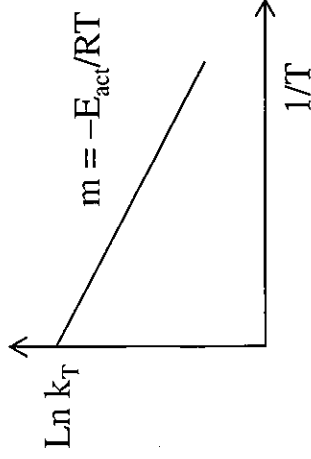
↑ $\Delta H^0 > 0$ endo.

Relation approchée, valable si la variation de T n'est pas trop importante et s'il n'y a pas de changements de phases.

↑ $\Delta H^0 < 0$ exo.

Parallèle avec $k = f(T)$

$$\ln k_T = \ln A - \frac{E_{act}}{RT}$$

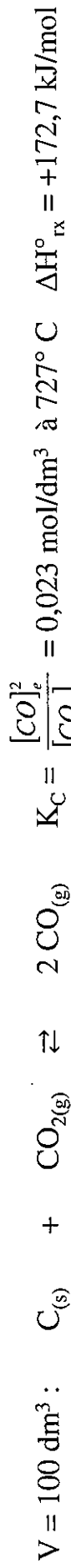


$$\ln \left(\frac{K_{P,T_1}}{K_{P,T_2}} \right) = -\frac{\Delta H_{rx}^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta v_g}$$

$$\Delta H^0 \text{ en J/mol}$$

$$\ln \left(\frac{k_{T_1}}{k_{T_2}} \right) = -\frac{E_{act}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$



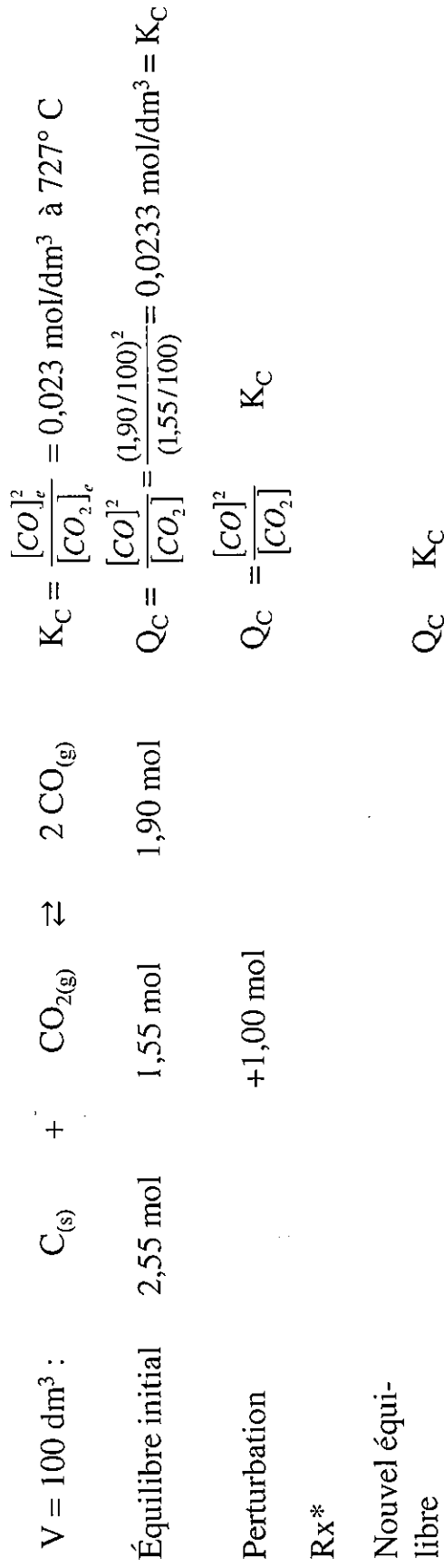
Équilibre initial 2,55 mol 1,55 mol 1,90 mol $Q_C = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} = \frac{(1,90/100)^2}{(1,55/100)} = 0,0233 \text{ mol/dm}^3 = K_C$ $Q_P = K_P$

Perturbation $T = 850^\circ \text{C}$ Q_C K_C Q_P K_P Le Châtelier

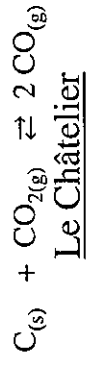
Rx*

Nouvel équilibre à 850°C

Section 8.2 Perturbation : Ajout ou retrait d'un réactif ou d'un produit.



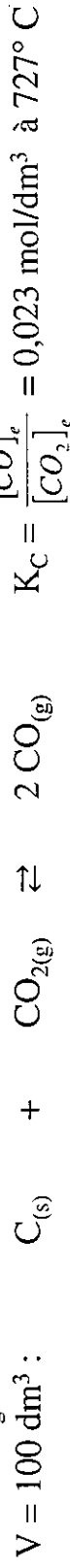
Autres modifications : Sans changer la T et le volume du contenant, sur le système initialement à l'équilibre :



Modification	Q_C vs K_C	Déplacement
a) On ajoute du CO_2	$Q_C = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} < K_C$	K_C
b) On augmente la P_{CO}	$Q_C = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} > K_C$	K_C
c) On diminue la P_{CO_2}	$Q_C = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} < K_C$	K_C
d) On ajoute un peu de C	$Q_C = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} < K_C$	K_C

Section 8.3 Perturbation : Changement du volume de solution. Cas des réactions impliquant une phase gazeuse.

Cas où $\Delta v_g > 0$:

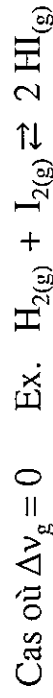
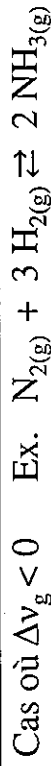


RX*

Nouvel équi-
libre

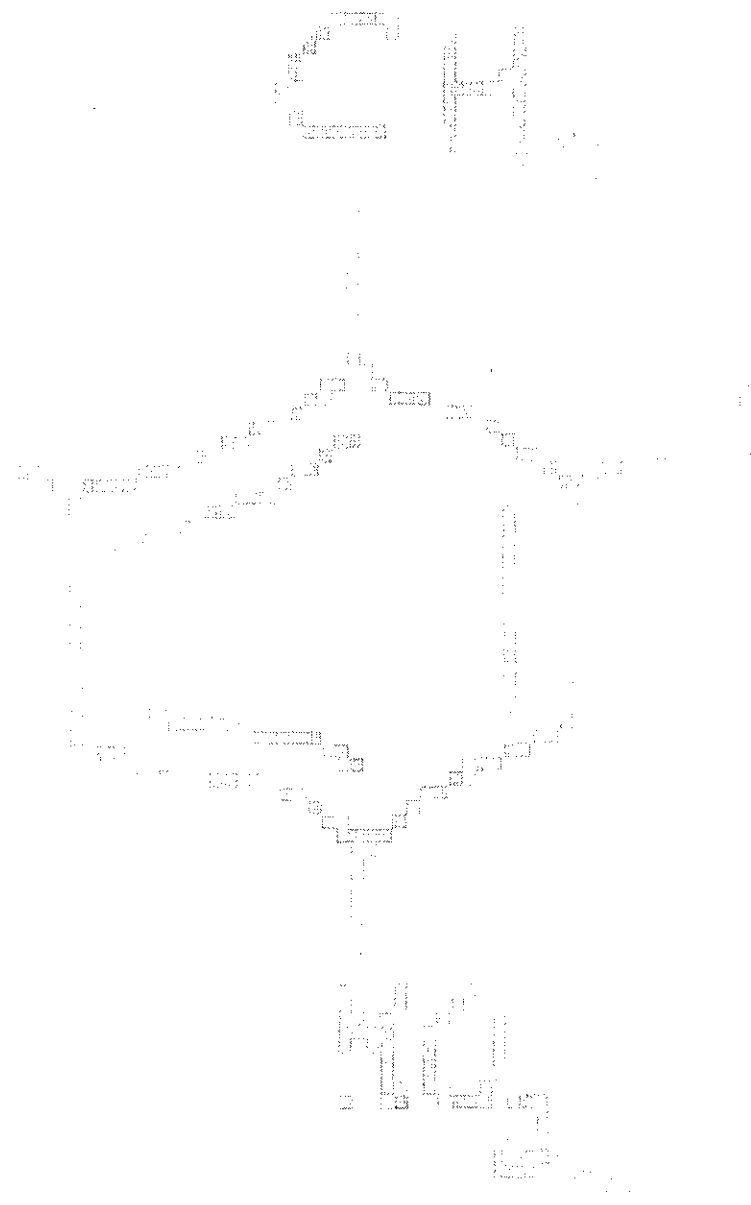
La Chaudière

Q_C K_C



Encadrés gris
p.43 et 44
Exercice 1.30
p.50

Contrôle 3



L2 Chap.2 Équilibres acide-base

- Équilibres importants à plusieurs niveaux : en industrie, dans la constitution des protéines, en alimentation, dans les produits de nettoyage, dans l'épuration de l'eau, en anesthésie, dans les médicaments, problèmes de pollution, etc.
- La notion d'acide et de base remonte à l'Antiquité. Les acides et les bases ont des propriétés antagonistes, et lorsqu'ils réagissent ensemble, ces propriétés se neutralisent complètement ou en partie.

Propriétés communes aux acides

- saveur aigre
- colore le papier Litmus en _____
- réagit avec _____
- neutralise les bases

Propriétés communes aux bases

- saveur amère
- colore le papier Litmus en _____
- réagit avec _____
- neutralise les acides

- Les chercheurs se sont dit que si les acides (ou les bases) avaient des propriétés communes, c'est qu'ils avaient une réactivité commune qui menait à une espèce chimique commune. Diverses théories ont été proposées et plusieurs sont encore utilisées selon les besoins. Nous en verrons deux et une troisième (théorie de Lewis) vous sera présentée en chimie organique.

Section 1.1 Théorie d'Arrhénius (1887)

- Un acide est une substance qui se dissocie dans l'eau en produisant des ions H^+
Ex. : HCl
Ex. : HNO_3
- Responsable du caractère acide :

- Une base est une substance qui se dissocie dans l'eau en produisant des ions OH^-
Ex. : NaOH
Ex. : KOH
- Responsable du caractère basique :

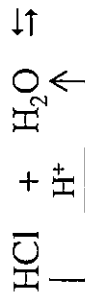
Rx de neutralisation :

Problèmes avec la théorie d'Arrhénius :

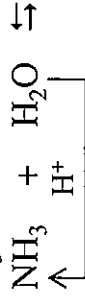
Section 1.2 Théorie de Brønsted-Lowry (1923) Section 1.2.1 Définitions des acides et bases

- Un acide est un donneur de H^+ (donneur de proton) \Rightarrow Donc une réaction acide-base consiste en un transfert de H^+ de l'acide à la base. Pas d'acide sans base, et vice-versa.
- Une base est un accepteur de H^+ (accepteur de proton)

HCl est un acide dans l'eau :



NH_3 est une base dans l'eau :



CH_3COOH est un acide dans l'eau :

Cas particulier des hydroxydes de métaux :

Couple acide-base : Contient un acide et sa base conjuguée, ou une base et son acide conjugué.

- H^+ Dans un couple, l'acide et la base ne diffèrent que d'un H^+

acide / base conjuguée

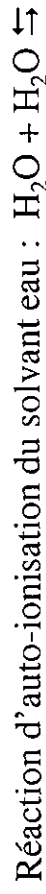
+ H^+

base conjuguée de NH_3 :

acide conjugué de NH_3 :

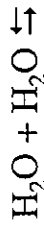
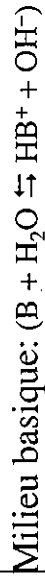
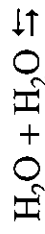
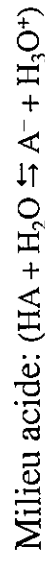
L2, p. 104, Ex. 2.1 à 2.3 : le point-virgule sépare deux espèces et non la virgule

Section 1.2.2 Rôle du solvant, réaction d'auto-ionisation et produit ionique du solvant (P.57 tableau 2.1)



Produit ionique du solvant eau :

Concentrations des ions H_3O^+ et OH^- à 25°C dans l'eau pure ou en milieu neutre :



Solvant protonique :

- Pour agir comme un acide, le solvant doit contenir un H avec un $\delta+$ élevé
- Pour agir comme une base, le solvant doit posséder un atome porteur d'un doublet libre et avec un $\delta-$ élevé
- Ex. :

- Solvant : CH_3OH
- Rx d'auto-ionisation :

Produit ionique :

Responsable du caractère :

- acide : _____
- basique : _____

Section 1.2.3 Définition du pH et du pOH. Milieux neutre, acide ou basique.

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

À 25° C :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_e [\text{OH}^-]_e =$$

$$\text{pH} + \text{pOH} =$$

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] \uparrow$, pH _____

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ pH = _____

Si pH = 2,73 $[\text{H}_3\text{O}^+] =$ _____

CS

- Dans un pH (ou un log), on garde autant de décimales qu'il y a de CS dans la [] (ou l'antilog).
- Dans une [] (ou antilog), on garde autant de CS qu'il y a de décimales dans le pH (log).
- Nos pH-mètres sont précis à $\pm 0,05$ unités de pH. Combien de CS y aura-t-il dans les [] de H_3O^+ ? _____
- Pas fait correctement dans le livre. Ajoutez donc un zéro à chaque pH donné.

Caractéristiques des milieux neutre, acide et basique en solution aqueuse:

Milieu	$[\text{H}_3\text{O}^+]$? $[\text{OH}^-]$	À 25° C $[\text{H}_3\text{O}^+]$? $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$	À 25° C pH ? 7	À 25° C pOH ? 7
Neutre	=	=		
Acide	>	>		
Basique	<	<		

Section 1.2.4 Définition des K_A et K_B . Force des acides et des bases

Force des acides

- Un acide HA est un _____ de H^+
- Un acide est d'autant plus fort qu'il _____ facilement un H^+
- Et donc que la réaction :
est déplacée vers la _____
- Et donc que le K_C de cette réaction est _____
- Définition du K_A d'un acide :
 K_C de la réaction entre l'acide et le _____
- Pour l'acide HA dans le solvant eau,
 $K_A =$

Force des bases

- Une base B est un _____ de H^+
- Une base est d'autant plus forte qu'elle _____ facilement un H^+
- Et donc que la réaction :
est déplacée vers la _____
- Et donc que le K_C de cette réaction est _____
- Définition du K_B d'une base :
 K_C de la réaction entre la base et le _____
- Pour la base B dans le solvant eau,
 $K_B =$

Il faut une référence commune.
Le solvant sert de référence.

P. 60 et 61 du livre 2 : K_A et K_B d'acides et de bases dans le solvant eau à 25°C.

• Pour un couple acide/base : $K_A \cdot K_B =$ _____

• À un fort est conjugué un _____

• À un faible est conjugué un _____

$pK_A =$

$pK_B =$

Pour un couple acide/base :

$pK_A + pK_B =$ _____ à 25°C

Section 2 Détermination des espèces prépondérantes et calcul des concentrations présentes dans diverses solutions aqueuses à 25° C.

Espèces prépondérantes :
Espèces en concentrations élevées à l'équilibre, mais excluant le solvant

Section 2. ___ Solution _____

Solution (aqueuse) de CH_3OH 0,20 mol/dm³ (à 25° C).

Espèce(s) prépondérante(s) :

Espèce(s) en [] minime :

pH a, b ou n ?

pH à 25° C :

Section 2. ___ Solution _____

Solution de NaOH 0,10 mol/dm³ à 25° C.

Espèce(s) prépondérante(s) :

Espèce(s) en [] minime :

pH a, b ou n ?

pH à 25° C :

Section 2. ___ Solution _____

Solution de HCl 0,020 mol/dm³ à 25° C.

Espèce(s) prépondérante(s) :

Espèce(s) en [] minime :

pH a, b ou n ?

pH à 25° C :

Section 2. ___ Solution _____

Solution de NH₃ 0,020 mol/dm³ à 25° C.

Espèce(s) prépondérante(s) :

Espèce(s) en [] faible :

Espèces(s) en [] minime :

pH a, b ou n ?

pH à 25° C :

Section 2. ___ Solution _____

Solution de HCOOH 0,10 mol/dm³ à 25° C.

<p>Espèce(s) prépondérante(s) :</p> <p>Espèce(s) en [] faible :</p> <p>Espèces(s) en [] minime :</p> <p>pH a, b ou n ?</p> <p>pH à 25° C :</p>

Solution aqueuse de :	Espèces prépondérantes	pH a, b, n ?	pH <, >, = 7 ? à 25°C
NH ₂ OH			
HClO ₄			
CH ₃ OH			
KOH			
HNO ₂			

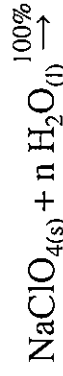
Section 2.7 Sels en solution Sels : Composés ioniques qui ne sont ni des oxydes, ni des hydroxydes.

La mise en solution des sels mène à deux espèces chimiques différentes, un cation et un anion, qui peuvent avoir chacun des propriétés acides ou basiques

Section 2.7. ___ Cas où le cation _____ et l'anion _____

Solution de NaClO_4 $0,050 \text{ mol/dm}^3$ à 25°C .

- 1) Dissociation totale du sel en ions :



- 2) Réaction des ions avec l'eau s'il y a lieu.

Espèce(s) prépondérante(s) :

Espèce(s) en [] minimales :

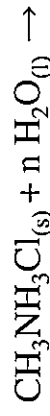
pH a, b ou n ?

pH à 25°C :

Section 2.7. ___ Cas où le cation _____ et l'anion _____

Solution de $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ $0,20 \text{ mol/dm}^3$ à 25°C .

- 1) Dissociation totale du sel en ions :



- 2) Réaction des ions avec l'eau s'il y a lieu.

Espèce(s) prépondérante(s) :

Espèce(s) en [] faible :

Espèces(s) en [] minime :

pH a, b ou n ?

pH à 25°C :

Section 2.7. ___ Cas où le cation _____ et l'anion _____

Solution de CH_3COONa $0,020 \text{ mol/dm}^3$ à 25°C .

- 1) Dissociation totale du sel en ions :
- 2) Réaction des ions avec l'eau s'il y a lieu.

Espèce(s) prépondérante(s) :
Espèce(s) en [] faible :
Espèces(s) en [] minime :
pH a, b ou n ?

Section 2.7.5 Cas où le cation _____ et l'anion _____

Solution de NH_4CN $0,020 \text{ mol/dm}^3$ à 25°C .

- 1) Dissociation totale du sel en ions :

Espèce(s) prépondérante(s) :
pH a, b ou n ?

Section 2.7.6 Cas où un des ions est amphotère

Solution de NaHCO_3 $0,050 \text{ mol/dm}^3$ à 25°C .

- 1) Dissociation totale du sel en ions :

Espèce(s) prépondérante(s) :
pH a, b ou n ?

Réactions de neutralisation : Réactions entre un acide et une base (autre que le solvant)

On verra trois types de neutralisation : 1) acide Fort – base Forte 2) acide faible – base Forte 3) acide Fort – base faible

1) $aF - bF$ ex. : Neutralisation d'une solution de HCl par une solution de NaOH Réaction à _____ %

Espèces prépondérantes dans les solutions séparées Réaction de neutralisation impliquant les espèces prépondérantes

Solution de HCl | Solution de NaOH

2) $aF - bF$ ex. : Neutralisation d'une solution de CH_3COOH par une solution de NaOH Réaction à _____ %

Espèces prépondérantes dans les solutions séparées Réaction de neutralisation impliquant les espèces prépondérantes

Solution de CH_3COOH | Solution de NaOH

3) $aF - bf$ ex. : Neutralisation d'une solution de NH_3 par une solution de HNO_3 Réaction à _____ %

Espèces prépondérantes dans les solutions séparées Réaction de neutralisation impliquant les espèces prépondérantes

Solution de HNO_3 | Solution de NH_3

Section 2.9 Solutions tampons

- Propriété des solutions tampons : Conservent le pH presque constant malgré
 - l'addition d'une petite quantité de base forte
 - l'addition d'une petite quantité d'acide fort
 - une dilution avec le solvant
- Composition des solutions tampons : Une solution tampon comprend un acide faible (ou une base faible) et sa base conjuguée (ou son acide conjugué), tous les deux comme espèces prépondérantes. Il y aura donc 2 sources, une pour l'acide faible et une pour la base faible. Elle peut être préparée de deux façons :
 - Par mise en solution d'un acide faible, ex. : CH_3COOH , et du sel de sa base conjuguée, ex. : CH_3COONa , tous les deux en quantités relativement importantes (ou d'une base faible, ex. : NH_3 , et du sel de son acide conjugué, ex. : NH_4Cl).
 - Par neutralisation partielle d'un acide faible, ex. : CH_3COOH , à l'aide d'une base forte, ex. : NaOH (ou neutralisation partielle d'une base faible, ex. : NH_3 , à l'aide d'un acide fort, ex. : HNO_3).

- Traitement des solutions tampons :

$$K_A (\text{acide du tampon}) = \frac{C_{\text{base du tampon}}}{C_{\text{acide du tampon}}} \left[\text{H}_3\text{O}^+ \right]_e$$

$$K_A (\text{acide du tampon}) = \frac{n_{\text{base du tampon}}}{n_{\text{acide du tampon}}} \left[\text{H}_3\text{O}^+ \right]_e$$

- Fonctionnement des solutions tampons

On mélange 250 cm^3 d'une solution de NH_3 de concentration $0,20 \text{ mol/dm}^3$ et un volume V d'une solution de NH_4Cl de concentration $0,50 \text{ mol/dm}^3$. Toutes les questions se rapportent à la T de 25°C .

- Sachant que le pH de la solution ainsi obtenue est de $9,06$, déterminez le volume V de solution de NH_4Cl
- Si on ajoute $100,0 \text{ cm}^3$ d'eau à cette solution, quel serait alors le pH ?
- Si on ajoute $50,0 \text{ cm}^3$ d'une solution de HCl de concentration $0,100 \text{ mol/dm}^3$, quel sera le nouveau pH ?
- Si on ajoute un peu de NaOH à la même solution, écrivez l'équation de la réaction de neutralisation qui se produira et dites si la quantité de chaque espèce prépondérante diminuera ou augmentera et si le pH sera plus faible ou plus élevé.

- a) pH de la solution

Espèces prépondérantes et nombre de moles de ces espèces dans les solutions séparées

Solution de NH_3		Solution de NH_4Cl
---------------------------	--	------------------------------------

- b) pH de la solution tampon après dilution par le solvant

c) pH de la solution tampon après ajout d'une petite quantité d'acide fort :

http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/animations/chang_2e/buffers.swf

<http://www.chembio.uoguelph.ca/educmat/chm19104/chemtoons/chemtoons7.htm>

Espèces prépondérantes et nombre de moles de ces espèces dans les solutions séparées
ajout de 50,0 cm³ d'une solution de HCl 0,100 mol/dm³.

Solution tampon

Solution de HCl

d) Ajout d'une petite quantité de base forte :

On ajoute une petite quantité d'une solution de NaOH à la même solution tampon :

Équation de la réaction de neutralisation qui aura lieu :

Indiquez ce qui arrivera à ces valeurs : n_{NH_3} _____ $n_{\text{NH}_4^+}$ _____ $[\text{H}_3\text{O}^+]$ _____ pH _____ (légèrement ou beaucoup ?)

L2 Chap. 2 Section 4 Titrages acide – base

Notions générales pour les titrages monoacide – monobase :

- Buts d'un titrage :
 - Détermination de la concentration d'une solution acide à l'aide d'une solution basique de concentration connue (ou vice-versa)
 - Ou détermination de la masse molaire d'un acide inconnu à l'aide d'une solution basique de concentration connue (ou vice-versa)
- Titrage d'une solution acide par une solution basique :
 - On prélève V_A cm³ de la solution acide à l'aide d'une pipette. Donc $n_A = C_A V_A$ (avec V_A en dm³) (ou on pèse m_A g d'un acide inconnu qu'on dissout dans l'eau ; $n_A = m_A / M_A$)
 - On ajoute suffisamment d'eau pour rincer les parois et faire tremper l'électrode de pH (n_A inchangé = $C_A V_A$) (ou n_A inchangé = m_A / M_A)
 - On ajoute la base à la burette
 - On détermine le point d'équivalence
 - À l'aide d'un indicateur coloré
 - Ou par la courbe de neutralisation : pH en f(V de base ajoutée)

Voir les figures 2.8 et 2.9 p.95

Point d'équivalence (P.E. ou PE) :

- Moment du titrage où on a ajouté juste assez de base pour neutraliser tout l'acide présent au départ, mais sans excès.
- Donc au P.E. :

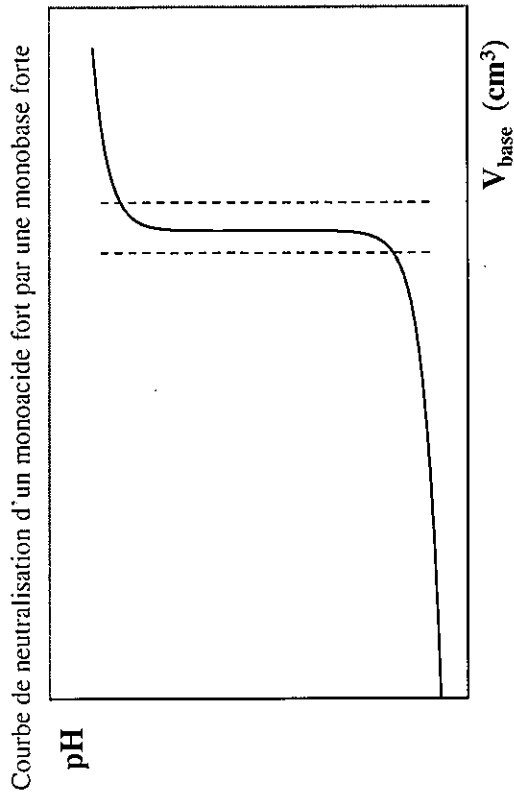
Relation fondamentale : $(n_A)_0 = n_B$ ajouté au PE

Relations dérivées : $C_A V_A = C_B V_{PE}$ ou $C_A V_A = C_B V_B$
 $m_A / M_A = C_B V_{PE}$

Section 4.1 Courbe de titrage ou courbe de neutralisation d'un monoacide fort () par une monobase forte ()

Espèces prépondérantes dans les solutions séparées

Solution de _____ | Solution de _____



Voir les figures 2.8 et 2.9 p.95

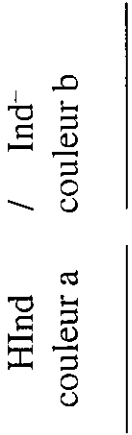
Réaction de neutralisation :

	$V_{\text{ajouté}}$	H_3O^+	+	OH^-	100%	$2 H_2O$	Esp. prép.	pH
init		$(n_A)_0$		$Y (=C_B V_{\text{ajouté}})$				
Début titrage	0 mL	$(n_A)_0$		≈ 0				
Avant P.E.	$< V_{PE}$ $Y (n_A)_0$							
Au PE	$= V_{PE}$ $Y (n_A)_0$							
Après PE	$> V_{PE}$ $Y (n_A)_0$							

Équilibre à différents points du titrage

L2 P.92 et section 4.1.2 : Indicateurs colorés et leur utilisation pour déterminer le PE.

Indicateur comprend un couple acide faible - base faible



Ex. : Phénolphthaléine

$$K_A(\text{HInd}) = \frac{[\text{Ind}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HInd}]_e}$$

$$\frac{[\text{HInd}]_e}{[\text{Ind}^-]_e} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_e}{K_A(\text{HInd})}$$

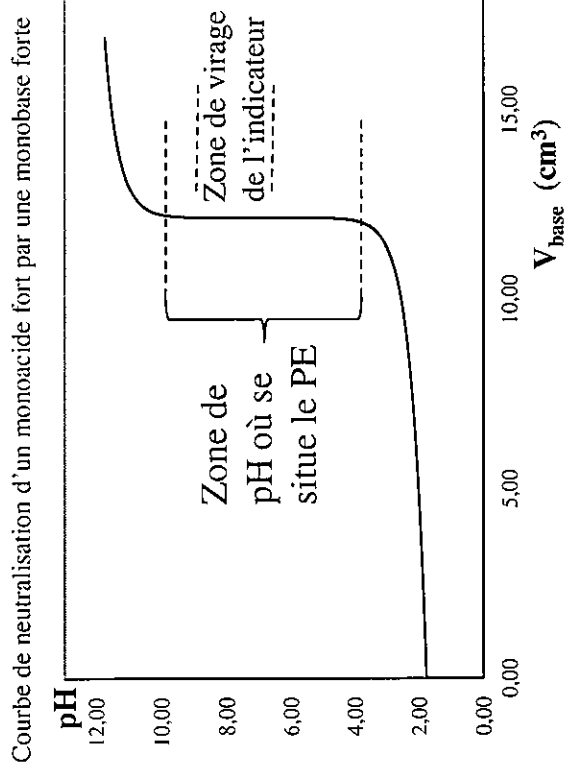
Et donc

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] > \sim 10 K_A$, $[\text{HInd}] > \sim 10 [\text{Ind}^-]$ alors couleur _____

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] < \sim 1/10 K_A$, $[\text{HInd}] < \sim 1/10 [\text{Ind}^-]$ alors couleur _____

Si $\sim 1/10 K_A < [\text{H}_3\text{O}^+] < \sim 10 K_A$: _____

Ce qui correspond à une zone de virage d'environ _____ unités de pH
Tableau 2.4 p.93



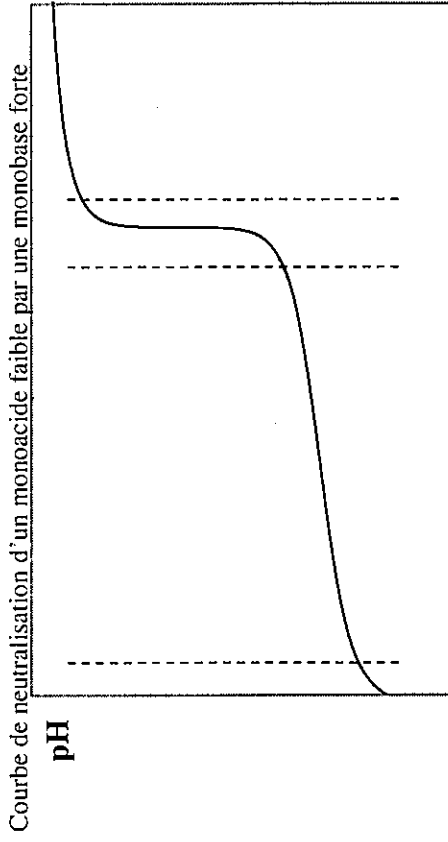
Pour qu'un indicateur coloré nous renseigne sur le PE, sa zone de virage doit être entièrement incluse dans la partie presque verticale de la courbe de neutralisation, qui est la zone de pH où se situe le PE. N'importe où dans cette zone, le V_{base} est environ égal au V_{PE} .
Ainsi $V_{\text{point de virage de l'indicateur}} \approx V_{\text{PE}}$

96

Section 4.3 Courbe de neutralisation d'un monoacide faible () par une monobase forte ()

Espèces prépondérantes dans les solutions séparées

Solution de _____ Solution de _____



Réaction de neutralisation :

	$V_{\text{ajouté}}$	CH_3COOH	$+\text{OH}^-$	\rightarrow 100 %	CH_3COO^-	$+$	H_2O	Esp. Prép.	pH région
init									
Avant début du titrage	0 mL	$(n_A)_0$	$Y (=C_B V_{\text{ajouté}})$		≈ 0				
Tout début du titrage	$\ll V_{\text{PE}}$	$(n_A)_0$			≈ 0				
Avant P.E.	$< V_{\text{PE}}$								
À $V_{\text{PE}}/2$	$Y (n_A)_0$								
Demi-neutralisation	$V_{\text{PE}}/2$							Demi-neutralisation	
Au PE	$Y (n_A)_0$								
Après PE	$> V_{\text{PE}}$								

Demi-neutralisation : à $V_{\text{PE}}/2$

Section 4.3 Courbe de neutralisation de NH_3 par HNO_3

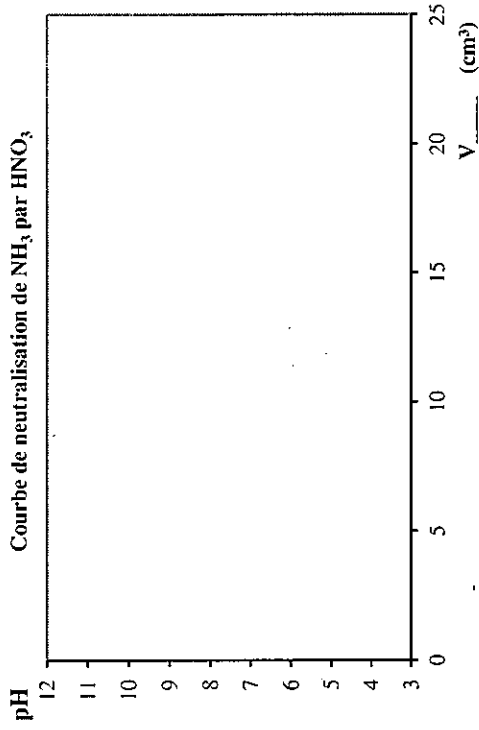
$V_{\text{pipette}} = 20,00 \text{ cm}^3$; $[\text{NH}_3] = 0,2500 \text{ mol/dm}^3$; $[\text{HNO}_3] = 0,3000 \text{ mol/dm}^3$

Espèces prépondérantes dans les solutions séparées

Solution de _____

Solution de _____

Courbe de neutralisation de NH_3 par HNO_3



Rx de neutralisation ?

V_{PE} ?

$\text{pH}_{1/2 \text{ neutr}}$?

Espèces prép. au PE ?

pH au PE a, b, n ?

pH initial ?

Allure générale de la courbe de neutralisation ?

Indicateur qui aurait des chances de fonctionner ?

L2 Chap. 3 Équilibres entre les sels très peu solubles et leurs ions en solution aqueuse

- L'eau est le solvant par excellence des composés ioniques, à cause de sa forte polarité et de sa petite taille. Plusieurs molécules d'eau peuvent donc établir des attractions assez fortes avec les anions ou les cations, ce qui permet la dissociation du solide ionique, essentielle à sa mise en solution.
- Toutefois si la liaison ionique est trop forte, cette dissociation ne se fera que très peu et il s'établira un équilibre entre le sel non dissous et les ions en solution.
- Ces équilibres jouent un rôle essentiel dans plusieurs procédés industriels, comme par exemple dans la séparation de l'alumine de la bauxite ; l'alumine est ensuite électrolysée pour obtenir de l'aluminium. Ou encore dans les procédés d'adoucissement de l'eau pour les bouilloires industrielles, ou dans l'extraction des métaux à partir de minerais.

Section 2 Solubilité des composés ioniques dans l'eau

Définition de la solubilité d'un composé ionique en solution aqueuse à la température T :

Quantité maximale du solide ionique que l'on peut dissoudre par unité de volume de solution à la température T. On atteint alors une solution _____

- Solubilité dans l'eau pure : s
- Solubilité dans une solution aqueuse : s'
- Unités de la solubilité : diverses, mais dans le L2, elles sont en mol/dm³.
- Sachant que la solubilité de Na₂SO₄ dans l'eau pure à 25°C est de 0,60 mol/dm³,
 - Quelles seront les []_e des ions dans une solution saturée de Na₂SO₄ à cette température ?

Prédiction de la solubilité : Loi de Coulomb

$$F_{el} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

- 1) Plus les ions sont chargés, plus la liaison ionique est intense et plus la solubilité devrait être faible
- 2) Plus les ions sont petits, plus la liaison ionique est intense et plus la solubilité devrait être faible
- 3) Si le caractère covalent est trop marqué, l'eau solubiliserait difficilement le composé

Règles de solubilité qu'il faut connaître pour les composés ioniques dans l'eau à 25° C (voir aussi p.111)

Solubles ou très solubles ($> 0,1 \text{ mol/dm}^3$)	Très peu solubles ou insolubles ($< 0,1 \text{ mol/dm}^3$)
Composés des alcalins	
Composés des alcalino-terreux avec des anions de charge -1 Exceptions : ceux avec l'anion F ⁻ (le + petit anion) et Mg(OH) ₂ (deux petits ions) ne sont pas solubles	Composés des alcalino-terreux ° avec des anions de charge -2, -3, -4, ... ° avec l'anion F ⁻ ° Mg(OH) ₂
Composés de l'ion NH ₄ ⁺	
Composés de l'ion NO ₃ ⁻	
AgF (plus ionique que AgBr, AgI, AgCl)	AgBr, AgCl, AgI (caractère covalent marqué)

Entourer les sels très solubles dans l'eau à la température de la pièce : MgCO₃ NaF Na₂SO₄ CaBr₂ CaF₂ Zn(NO₃)₂

Écrire l'équation de dissolution dans l'eau de CaCl₂ :

Écrire l'équation de dissolution dans l'eau de Na₂CO₃ :

Écrire les équations chimiques nette et globale de la précipitation qui a lieu lors du mélange des deux solutions :

P.112 Section 3

Section 3 Réactions de précipitation Voir aussi p.112

Écrire l'équations chimiques nette de la précipitation qui a lieu lors du mélange d'une solution de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ et d'une solution de Na_3PO_4

Section 4.1 Produit de solubilité, K_{ps}

Produit de solubilité, K_{ps} : K_{C} de la réaction de dissolution dans l'eau d'un sel très peu soluble

Ex. : Équation de la réaction dont le K_{C} est égal au K_{ps} de BaF_2 :

Ex. : Équation de la réaction dont le K_{C} est égal au K_{ps} de AgI :

Ex. : Équation de la réaction dont le K_{C} est égal au K_{ps} de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:

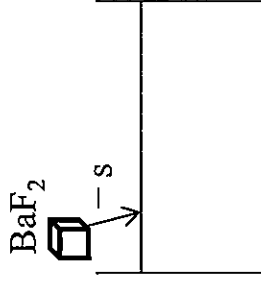
Tableau des K_{ps} à 25° C : P.114

- Les unités ne sont pas indiquées mais vous devez pouvoir les trouver.
- Sels classés par l'anion
- Seuls des sels très peu solubles figurent dans ce tableau

Section 4.2a Solubilité dans l'eau pure : s .

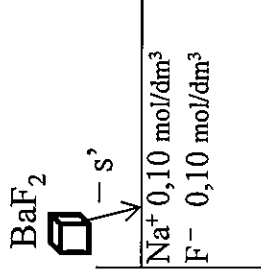
Relation avec le K_{ps}

Sachant que la solubilité de BaF_2 dans l'eau pure est de $7,5 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$, déterminez le K_{ps} de BaF_2



Section 5.3a Solubilité en présence d'un ion commun : s' ($s' < s$)

Déterminez la solubilité de BaF_2 dans une solution de NaF de concentration $0,10 \text{ mol/dm}^3$



Facteurs qui influencent la solubilité :

Section 4.2b Solubilité dans l'eau pure : s .

Relation avec le K_{ps}

Après avoir établi la relation entre K_{ps} et s pour le sel $Ca_3(PO_4)_2$, corrigez votre livre à la page 116 puis déterminez la solubilité de ce sel dans l'eau pure à 25° C.

Section 5.3b Solubilité en présence d'un ion commun : s'

Déterminez la solubilité de $Ca_3(PO_4)_2$ dans une solution de Na_3PO_4 de concentration 0,20 mol/dm³

98F

Section 5.1 Influence de la T sur le K_{PS} et sur la solubilité dans l'eau pure (qualitatif)

Voir le tableau 3.3 P. 117

Si $\Delta H^\circ_{dissolution} > 0$ dissolution _____
 K_{PS} _____ si $T \uparrow$ et donc s _____ si $T \uparrow$

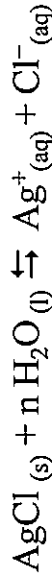
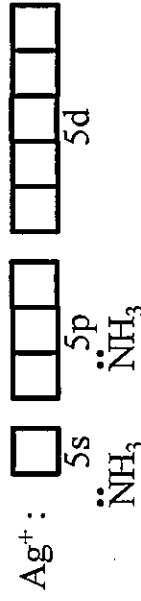
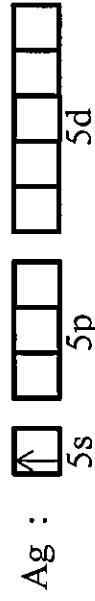
Si $\Delta H^\circ_{dissolution} < 0$ dissolution _____
 K_{PS} _____ si $T \uparrow$ et donc s _____ si $T \uparrow$

Exercice 3.7 p.129 Dissolution endothermique ou exothermique ?

Section 5.4 Influence de la formation de complexes sur la solubilité : $s' > s$

Chimie NYA, Expérience Analyse des cations.

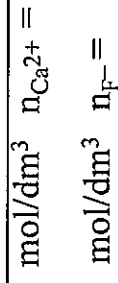
Pour dissoudre AgCl, vous avez ajouté de l'ammoniac, NH_3 , en solution aqueuse.



Section 6 Conditions de précipitation

On mélange :

1,0 dm³ d'une solution de Ca(NO₃)₂ 0,15 mol/dm³



mol/dm³ $n_{\text{Ca}^{2+}} =$

mol/dm³ $n_{\text{NO}_3^-} =$

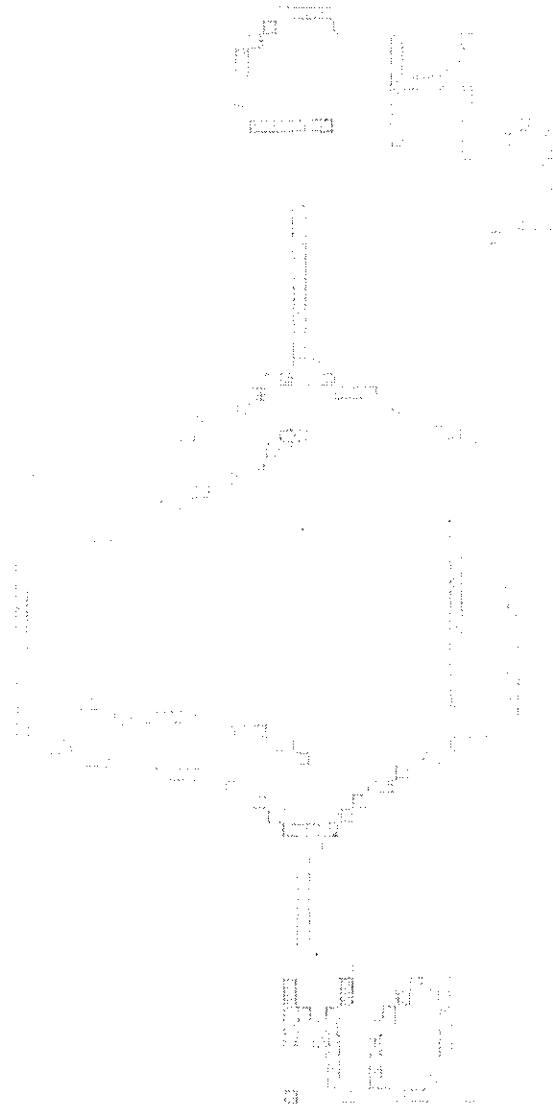
mol/dm³ $n_{\text{Ca}^{2+}} =$

mol/dm³ $n_{\text{F}^-} =$

5,0 dm³ d'une solution de NaF 0,10 mol/dm³

- a) Y aura-t-il formation d'un précipité ? Prouvez-le.
b) Si oui, quel sera le nombre de moles de précipité formé ?
c) Quelles seront les []_e de chacun des ions dans la solution (sauf H₃O⁺ et OH⁻) ?
a)
b)

Final




CHIMIE NYB, LIVRE 2, Chapitre 4, Section 3, p.135 À 138 : Nombres d'oxydation

- a) Quel nombre d'oxydation attribue-t-on à tous les corps simples ?
- b) Quelle est la somme des nombres d'oxydation de chacun des atomes dans une molécule ?
- c) Quelle est la somme des nombres d'oxydation de chacun des atomes d'un ion polyatomique ?
- d) Voici les règles d'attribution des nombres d'oxydation pour chacun des **atomes se trouvant dans un composé**. Ces règles s'appliquent en ordre préférentiel (c'est-à-dire que les premières s'appliquent avant les dernières). Complétez le texte et donnez **deux exemples** pour chaque règle.

1. Les métaux ont toujours un nombre d'oxydation _____.
Exemples :
2. Les alcalins ont toujours un nombre d'oxydation égal à _____.
Exemples :
3. Les alcalino-terreux ont toujours un nombre d'oxydation égal à _____.
Exemples :
4. Le fluor a toujours un nombre d'oxydation égal à _____.
Exemples :
5. L'aluminium a toujours un nombre d'oxydation égal à _____.
Exemples :
6. L'hydrogène a un nombre d'oxydation égal à _____,
mais les règles précédentes (1,2,3,4,5) s'appliquent en premier.
Exemples :
7. L'oxygène a un nombre d'oxydation égal à _____,
mais les règles précédentes (1,2,3,4,5,6) s'appliquent en premier.
Exemples :
8. Les halogènes qui restent (Cl, Br, I) ont un nombre d'oxydation égal à _____,
mais les règles précédentes (1,2,3,4,5,6,7) s'appliquent en premier.
Exemples :
9. Le soufre a un nombre d'oxydation égal à _____,
mais les règles précédentes (1,2,3,4,5,6,7,8) s'appliquent en premier
Exemples :
10. Il existe des nombres d'oxydation fractionnaires :
Exemple : $S_4O_6^{2-}$ NO (S) = +2,5

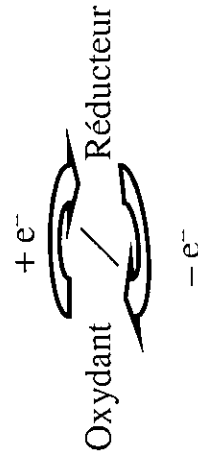
L2 Chap.4 Réactions d'oxydoréduction et Piles chimiques dans les conditions standard

Sections 1 à 3 Notions d'oxydation et de réduction, couples rédox et nombres d'oxydation

Réaction d'oxydoréduction	
Demi-réaction d'oxydation	Demi-réaction de réduction
Perte d'électron	Gain d'électron
Réactif qui perd des électrons : réducteur	Réactif qui gagne des électrons : oxydant
Substance oxydée : réducteur	Substance réduite : oxydant
NO d'un élément dans réducteur ↑ quand rx →	NO d'un élément dans oxydant ↓ quand rx →
Électrode : Anode	Électrode : Cathode
	



Couple rédox : contient un même atome avec des nombres d'oxydation différents
Couples rédox de l'équation ci-haut :



NO le ___ élevé / NO le ___ élevé

Section 4 Bons oxydants et bon réducteurs

Bons oxydants (oxydants forts)

Tableau 4.2 p.139

(à utiliser pour l'exercice 4.27)

Substances qui _____ facilement des électrons

Corps simples :

Corps composés :

Exercice 4.3 p.183

Bons réducteurs (réducteurs forts)

Tableau 4.3 p.139

(à utiliser pour l'exercice 4.27)

Substances qui _____ facilement des électrons

Corps simples :

Corps composés

Exercice 4.4 p.183

Section 5 Utilisation des NO pour équilibrer (balancer) des réactions d'oxydoréduction

- Plusieurs méthodes existent, mais elles ont toutes en commun une étape : égalisation du nombre d' e^- perdus et gagnés

Ex.1 : Équation à balancer : $Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Fe^{3+} + Cr^{3+}$ en solution aqueuse acide ou milieu acide

1^{ère} étape : Identification des deux couples rédox

**4^{ème} étape : Retour aux espèces chimiques réelles en respectant les proportions de l'étape 3

2^{ème} étape : # d' e^- par atome oxydé et # d' e^- par atome réduit

3^{ème} étape : égalisation des # d' e^- perdus et gagnés

5^{ème} étape : Équilibre des charges Milieu acide : avec _____

6^{ème} étape : Équilibre des autres atomes (H et O) avec H_2O

Section 5 suite Utilisation des NO pour équilibrer (balancer) des réactions d'oxydoréduction

Avec moins d'écriture mais en respectant toutes les étapes :

1) Couples rédox 2) # d'e⁻ par atome 3) # e⁻ perdus = # e⁻ gagnés **4) espèces réelles 5) charges avec H₃O⁺ ou OH⁻ 6) autres atomes avec H₂O

Ex.2 : Équation à balancer : $S^{2-} + MnO_4^- \rightarrow S_8 + MnO_2$ en milieu basique

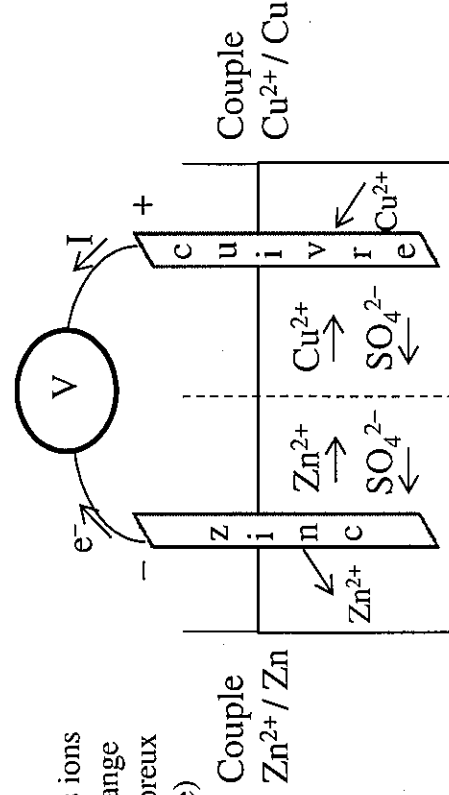
Exercices 4.8 b et 4.9 b, p.184 (4.8d : facultatif)

Chap. 4 Section 6 Piles électrochimiques

- Exploitent une réaction d'oxydoréduction spontanée pour produire de l'électricité (courant continu) Fig.1 P.145
- Dispositifs qui séparent la demi-réaction d'oxydation (l'anode) de la demi-réaction de réduction (la cathode), donc pas de contact direct entre l'oxydant et le réducteur
- Les électrons circulent dans un circuit extérieur de l'anode (où ils sont perdus) vers la cathode (où ils sont gagnés), et donc le courant circule de la cathode vers l'anode
- Le circuit est fermé par une circulation d'ions : les anions vers l'anode et les cations vers la cathode

Sections 6.1 et 6.2 Exemple : Pile de Daniell. Notion de demi-pile et d'électrode

Paroi poreuse : permet le passage des ions mais empêche le mélange des solutions (vase poreux ou pont électrolytique)



Électrode :

Demi-réaction :

Équation :

Symbole de la demi-pile :

Équation globale :

Symbole de la pile :

Demi-pile ou électrode : contient les deux membres d'un couple rédox

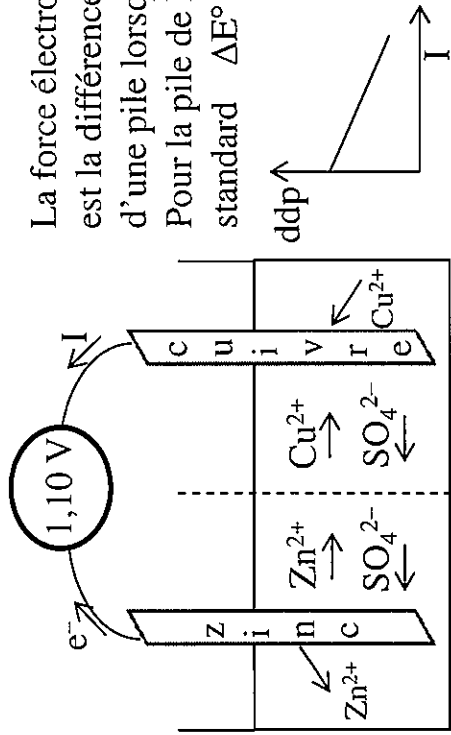
Symbole ou schéma des demi-piles ou électrodes :

métal|S₂|S₃|G₁,G₂,G₃|ion₁, ion₂, (H₂O si membre du couple)

Symbole ou schéma d'une pile :

anode || cathode inversée

Sections 6.3 et 6.4 Force électromotrice standard (ΔE°) et potentiel standard d'électrode (E°)



La force électromotrice ΔE (ou électromotance) est la différence de potentiel observée aux bornes d'une pile lorsque $I \rightarrow 0$.

Pour la pile de Daniell dans les conditions standard $\Delta E^\circ = \text{---} \text{ V}$

Spontanément, le courant chute de potentiel

On peut donc dire que l'électrode de cuivre a un potentiel --- élevé que celle de zinc, dans les conditions standard.

Électrode de référence : Couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$

$$E^\circ \equiv 0 \text{ V}$$

Figure 4.7 P.150

Balancement de la demi-réaction de réduction :

Symbole de l'électrode :

Pile formée de l'électrode de zinc et de l'électrode de référence aux conditions standard

Fig. 4.9 P. 151

Obs. :

$$\Delta E^\circ = 0,7628 \text{ V}$$

$\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}$: anode

Donc :

$$E^\circ (\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}) = \text{---} \text{ V}$$

Pile formée de l'électrode de cuivre et de l'électrode de référence aux conditions standard

Fig. 4.8 P. 151

Obs. :

$$\Delta E^\circ = 0,34 \text{ V}$$

$\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$: cathode

Donc :

$$E^\circ (\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}) = \text{---} \text{ V}$$

$$\Delta E^\circ = \text{---}$$

Tableau des potentiels d'électrode aux conditions standard à 25°C: P. 152

Exercice

Soient les deux couples $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$ et $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$ en milieu acide.

I Sans le tableau, séparément pour chacun des deux couples, donnez :

a) l'équation de la demi-réaction de réduction ayant lieu dans la demi-pile liée à ce couple.

Couple $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$

Couple $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$



b) le symbole (ou schéma) de la demi-pile (puis corrigez votre livre si ce n'est pas déjà fait).

II Avec le tableau, en joignant les deux demi-piles en pile à 25°C , donnez :

a) la force électromotrice de cette pile aux conditions standard

b) l'équation chimique de la réaction ayant lieu dans cette pile

c) le symbole (ou schéma) de cette pile.

Section 8.2 : Titrages rédox

Montage : Figure 4.15 p.167 : Attention aux vêtements

Au laboratoire : Titration d'une solution de sel de Mohr (ions Fe^{2+} en milieu acide) par une solution de KMnO_4

Demi-réaction d'oxydation : couple $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

Demi-réaction de réduction : couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$

Au point d'équivalence

Tous les ions Fe^{2+} se sont transformés en ions Fe^{3+}

Les ions MnO_4^- ajoutés sont juste suffisants pour capter tous les e^- perdus par Fe^{2+}

Nombre d' e^- perdus par $\text{Fe}^{2+} =$

Nombre d' e^- captés par $\text{MnO}_4^- =$

On a donc :

En général :

n_r : nombre de mol d'électrons perdus par mol de réducteur n_o : nombre de mol d'électrons gagnés par mol d'oxydant

ÉQUATIONS

Loi des gaz parfaits

Loi de Dalton

Loi des G.P. d'un mélange gazeux

$$P_{\text{TOT}} =$$

Fraction molaire dans un mélange gazeux

$$Y_A = \frac{n_A}{n_{\text{TOT}}} =$$

A, B, C ...

EXEMPLE : un gaz, une inconnue (L1, prob 1.2)

Variables et unités

EXEMPLE : gaz, changement de conditions

À une température donnée, quel volume occupera un gaz sous une pression de 25 505 Pa si celui-ci occupe un volume de 1,50 m³ sous une pression de 14 405 Pa?

démarche générale

résolution

EXEMPLE : mélange de gaz

Soit un mélange gazeux constitué de 8,86 x 10⁻³ mol de Ar, 2,58 x 10⁻³ mol de O₂ et 5,85 x 10⁻⁵ mol de CO₂. Déterminer la fraction molaire de Ar, puis la pression partielle de ce gaz dans le mélange, sachant que la pression totale est de 106,7 kPa.

<p><u>CONCEPTS ET ÉQUATIONS</u></p> <p><u>Liquide pur</u></p> <p>P^o, la tension de vapeur, correspond à _____</p> <hr/> <p><u>Mélange de liquides A et B</u></p> <p>Loi de Dalton</p> <p>Loi de Raoult (pour A par exemple)</p> <p>Fraction molaire de A dans le liquide</p> <p>Fraction molaire de A dans la vapeur</p>

<p><u>EXEMPLE</u> : évaporation d'un liquide pur (voir L1, prob 2.6 / 2.7)</p>		
<p>Démarche générale</p>	<p>cas d'un liquide partiellement évaporé</p>	<p>cas d'un liquide totalement évaporé</p>

<p><u>Variables et unités</u></p>

<p><u>EXEMPLE</u> : évaporation d'un mélange liquide</p>	
<p>Données & rapports p39, no 1</p>	<p>Données & rapports p39, no 3</p>

CONCEPTS : savoir identifier les éléments suivants

4 zones de phases : _____

3 courbes de transition de phase : _____

2 points particuliers : _____

La tension de vapeur _____

EXEMPLE : analyse d'un diagramme de phases

T et P du point triple : _____

T_{FUS} lorsque $P = 60,0 \text{ kPa}$: _____

T_{EBUL} normale : _____

P lors de la sublimation à $T = -90,0^\circ\text{C}$: _____

Phase lorsque $T = -40,0^\circ\text{C}$ et $P = 65,0 \text{ kPa}$: _____

P au-dessus de laquelle le liquide n'existe plus : _____

Tension de vapeur à $T = -40,0^\circ\text{C}$: _____

Tension de vapeur à $T = -85,0^\circ\text{C}$: _____

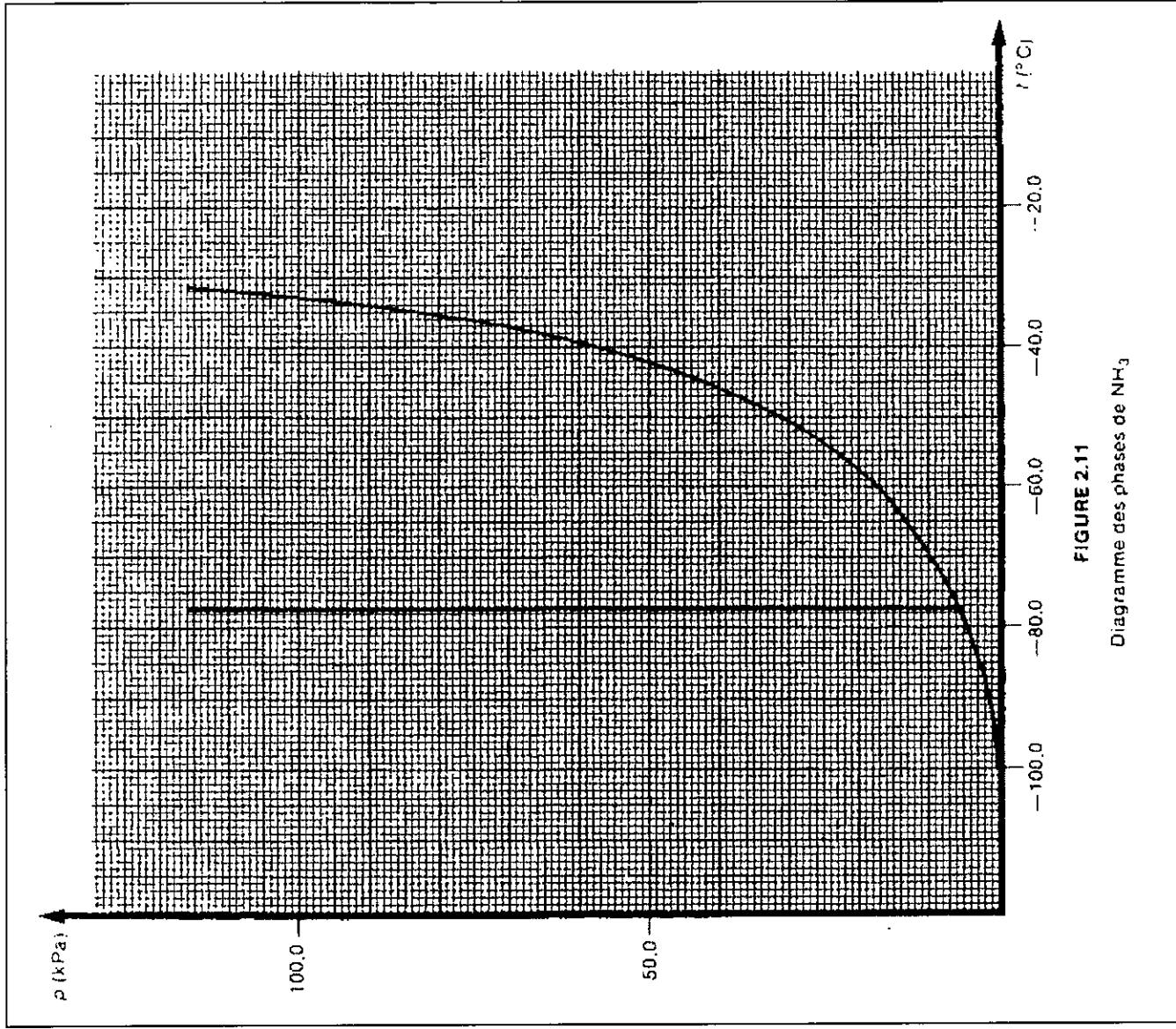


FIGURE 2.11
Diagramme des phases de NH₃

<p><u>ÉQUATIONS</u></p> <p><u>Soit une solution aqueuse de A</u></p> <p>$\rho_A =$ _____ , $\rho_{H_2O} =$ _____ , $\rho_{solution} =$ _____</p> <p>$C_A = [A] =$ _____ , et donc $n_A =$ _____</p>	<p><u>3 cas de mélanges possibles</u></p> <p><u>Équation générale</u></p> <p>Dilution $A_{(aq)}$: _____ (ou) _____ (_____)</p> <p>Mélange de subst. différentes (A, B) : _____</p> <p>Mélange de solutions d'un même soluté A : _____ (ou) _____ (_____)</p>
<p><u>Variabes et unités</u></p>	<p><u>Démarche générale</u></p>

<p><u>EXEMPLES</u> : choisir parmi ceux de Données & Rapports, p37</p>	
<p>dilution</p>	<p>mélange de substances différentes</p>
<p>mélange de solutions d'un même soluté</p>	

ÉQUATIONS (A = soluté)

définitions

$C_A = [A] =$ $X_A =$

$W_A =$ $b_A =$

$V \longleftarrow$ m $\longrightarrow n$
 ρ M

pour A, solvant
ou solution

pour A ou solvant

EXEMPLES : transformation d'une définition à une autre

démarche
générale

$X \rightarrow W$

$b \rightarrow C$

Variables et unités

schéma de situation

Définition : b =

recherchée

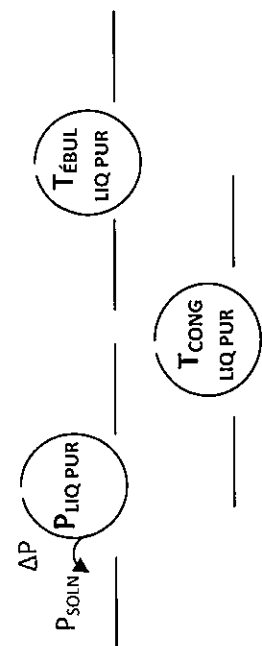
EXEMPLE : cas complexe (L1, prob 4.6)

résolution

ÉQUATIONS DES 4 PROPRIÉTÉS COLLIGATIVES

(incluant le coefficient de Van't Hoff)

Variations (ΔP , $\Delta T_{\text{ébul}}$, ΔT_{cong})



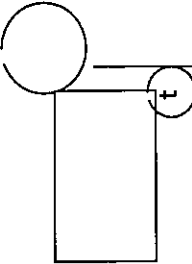
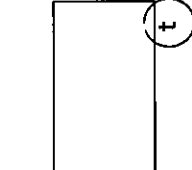
Détermination de « i »

Variables et unités

EXEMPLE : détermination de la pression osmotique d'un électrolyte (L1, prob 4.27a et c)

EXEMPLE : détermination d'une masse molaire

ÉQUATIONS DE VITESSE ($aA \rightarrow P$)

	ordre 1	ordre 2
expression de vitesse		
équation de vitesse		
intégrée		
graphique linéaire		
relation pente (m) vs « k »		
unités de « k »		

LIEN ENTRE LA PRESSION ET LA CONCENTRATION

EXEMPLE : détermination de l'ordre partiel de chaque réactif (prob. _____)
(réaction à plusieurs réactifs)

EXEMPLE : détermination de la concentration, du temps et de la vitesse de réaction (prob. _____)

EXEMPLE : utilisation d'un tableau réactionnel (L2, prob. 5.7a)

EXEMPLE : détermination de l'ordre de réaction et de « k »
Démarche générale, un seul réactif

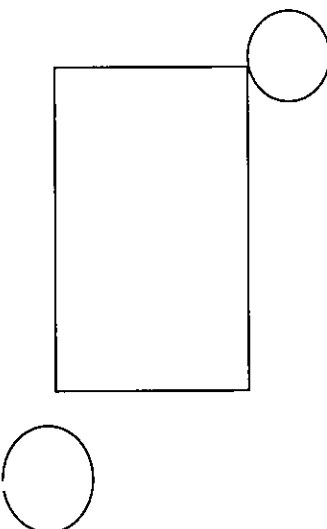
ÉQUATION D'ARRHÉNIUS

Équation générale :

Équation à deux températures :

Équation à plusieurs températures, pour analyse graphique :

et graphique linéaire



La pente « m » permet de trouver _____

m = _____

L'ordonnée à l'origine « b » permet de trouver _____

b = _____

EXEMPLE : détermination de l'énergie d'activation à partir d'une étude cinétique à deux températures (prob. _____)

Variables et unités

EXEMPLE : détermination de « k » à une température donnée en connaissant l'énergie d'activation, et « k » à une autre température (L2, prob. 5.26b)

VOCABULAIRE

Soit la réaction : $2A + B \rightarrow C + 2D$

Mécanisme proposé

- 1) $A + B \rightarrow 2D + E$ lent
- 2) $A + E \rightarrow C$ rapide

Les équations 1 et 2 se nomment _____

L'équation 1 se nomme également _____

L'expression de vitesse expérimentale : _____

La molarité de l'équation 1 = _____

Espèce(s) intermédiaire(s) : _____

Soit la réaction : $A + B \rightarrow C$

Si son expression de vitesse expérimentale est :

$$v = k [A] [B]$$

on peut dire que _____

EXEMPLE : proposition d'un mécanisme de réaction (prob. _____)

démarche générale

résolution d'un problème

EXEMPLE : analyse d'un profil réactionnel

Tracez un profil réactionnel à deux étapes à partir des données suivantes, en incluant sur l'échelle

les valeurs d'énergie

E (kJ/mol) \uparrow

$$\Delta H_{\text{RX}} = -10 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{1,d} = +20 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{a1,d} = +25 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{\text{RX}} = +50 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{a2,i} = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$\Delta H_{2,d} = \underline{\hspace{2cm}}$$

Quelle étape est déterminante ? 1 ou 2

réaction \rightarrow

Soit la réaction : $2A_{(g)} + 3B_{(g)} \xrightleftharpoons[k_{-1}]{k_d} 2C_{(g)} + D_{(s)}$

Écrire deux expressions différentes pour la constante K_c

Écrire l'expression pour la constante K_p

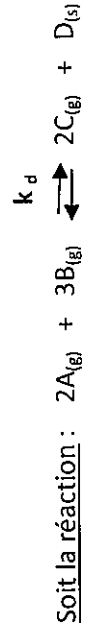
Écrire la relation entre les constantes K_c et K_p

relation générale relation pour la réaction ci-haute

Sachant que la pression est exprimée en kPa et que la concentration est exprimée en mol/dm³, donner les unités des constantes K_c et K_p pour la réaction ci-haute

EXEMPLE : Au choix, transformation d'un K_c en K_p , ou l'inverse (prob. _____)

EXEMPLE : Différentes relations entre les valeurs des pressions partielles à l'équilibre (K_p , P_{TOT}) (L2, prob. 1.12)



Écrire deux expressions différentes pour la constante K_c

Écrire l'expression pour la constante K_p

Écrire la relation entre les constantes K_c et K_p

relation générale relation pour la réaction ci-haute

Sachant que la pression est exprimée en kPa et que la concentration est exprimée en mol/dm³, donner les unités des constantes K_c et K_p pour la réaction ci-haute

EXEMPLE : Au choix, transformation d'un K_c en K_p , ou l'inverse (prob. _____)

EXEMPLE : Différentes relations entre les valeurs des pressions partielles à l'équilibre (K_p , P_{Tot}) (L2, prob. 1.12)

QUANTITATIF : variation de K_p en fonction de T

Équation à deux températures:

Équation à plusieurs températures, pour analyse graphique:

et graphique linéaire (cas exothermique)

m = _____

Selon ce graphique, et sachant que ΔH _____ :

$T \uparrow$: $1/T$ _____ : sens _____ favorisé :

Rendement _____ (K_p _____)

<u>QUALITATIF</u>	réaction du système
Contrainte appliquée	
Ajout d'une substance	
Retrait d'une substance	
Volume \uparrow (P_{TOT} _____) réactionnel	
Volume \downarrow (P_{TOT} _____) réactionnel	
$T \uparrow$	sens _____ favorisé
$T \downarrow$	sens _____ favorisé

Variables et unités

EXEMPLE : prédiction du sens de réaction

Soit la réaction: $CH_4(g) \rightleftharpoons C(s) + 2 H_2(g)$
 $\Delta H = 74,9 \text{ kJ/mol}$

Retrait de CH_4 Ajout de C $V_{\text{réactionnel}} \uparrow$ $T \uparrow$	Sens de réaction _____
--------------------------------------------------------------------------------------	------------------------

Soit la réaction: $2 CO(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + C(s)$
 $\Delta H = -172,7 \text{ kJ/mol}$

Contrainte à imposer $T \uparrow$ ou \uparrow $V_{\text{réactionnel}} \uparrow$ ou \uparrow	rendement \uparrow formation de CO favorisée
-------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------

EXEMPLE : détermination de l'enthalpie ou détermination de K_p à une température donnée, à partir d'une analyse à deux températures (prob. _____)

ACIDES ET BASES DANS L'EAU

Acide fort _____ + H₂O → _____ + _____
Espèce(s) prépondérante(s) _____

Acide faible _____ + H₂O ⇌ _____ + _____
Espace prépondérant _____

Expression de K_A = _____

valeur de K_A (25°C) = _____ (unités)

Trouver un autre acide plus faible que ce dernier
_____ K_A (25°C) = _____ (unités)

Base forte _____ + H₂O _____ + _____
Espèce(s) prépondérante(s) _____

Base faible _____ + H₂O _____ + _____
Espace prépondérant _____

Expression de K_B = _____

valeur de K_B (25°C) = _____ (unités)

AUTO-IONISATION DU SOLVANT

H₂O + H₂O ⇌ _____ + _____ Expression de K_{EAU} = _____
valeur de K_{EAU} (25°C) = _____ (unités)

Suite à l'ajout d'un acide ou d'une base dans l'eau, les expressions suivantes sont respectées à 25°C :

_____ = _____ x _____ et 14 = _____ + _____

RÉACTION DE NEUTRALISATION

_____ + OH⁻ → _____ + _____
(autre que H₃O⁺)

valeur de K_c (25°C) = _____ (unités)

EXEMPLE : pH et [H₃O⁺] à 25°C

Quel est le pH d'une solution aqueuse dont [H₃O⁺] = 3,2 x 10⁻³ mol/dm³ ?

Déterminer les concentrations [H₃O⁺] et [OH⁻] d'une solution aqueuse de pH = 9,800

ACIDES ET BASES CONJUGUÉS

Comment savoir qu'un acide et une base sont conjugués?

Comment sont reliées leurs constantes à 25°C?

EXEMPLE : acides et bases conjugués

11

CALCULS ACIDE/BASE : démarche générale (en annexe)

EXEMPLE : détermination du pH d'une solution aqueuse de base forte

(prob. _____)

EXEMPLE : détermination du pH d'une solution aqueuse d'acide faible

(prob. _____)

EXEMPLE : détermination du pH d'une solution tampon (prob. _____)

EXEMPLE : analyse complète d'une solution aqueuse

Soit une solution aqueuse de NaHS dont la concentration initiale est de $0,0200 \text{ mol/dm}^3$.

- Écrire toutes les réactions observées, et sans faire de calculs, déterminer si le pH sera >7 , $=7$ ou <7 .
- Sans faire de calcul, déterminer la concentration approximative des espèces prépondérantes.
- Calculer le pH de la solution obtenue.

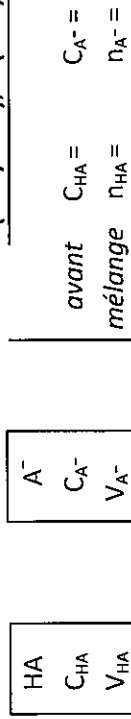
CALCULS ACIDE/BASE : démarche générale (en annexe)

MÉLANGE DE SOLUTIONS POUR LA PRÉPARATION D'UN TAMPON

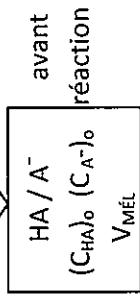
- dilution

Soit le mélange de 2 dm³ (V_{HA}) de solution d'un acide HA (C_{HA} = 0,2 mol/dm³) avec 2 dm³ (V_{A⁻}) de solution d'une base A⁻ (C_{A⁻} = 0,2 mol/dm³).

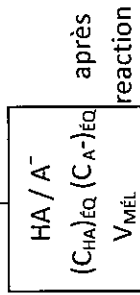
C (mol/dm³), n (mol), V (dm³)



avant C_{HA} = C_{A⁻} =
mélange n_{HA} = n_{A⁻} =



avant V_{MÉL} ≈
mélange C_{HA} = C_{A⁻} =
après n_{HA} = n_{A⁻} =



après V_{MÉL} ≈
mélange C_{HA} ≈ C_{A⁻} ≈
n_{HA} ≈ n_{A⁻} ≈

- **préparation d'un tampon : réaction préliminaire**

Soit le mélange d'une solution aqueuse de KOH (base forte, limitant) et de HNO₂ (acide faible pour le tampon, en excès).

Rx prélim. (moles) _____ + _____ + _____
init. excès limitant 0

fin reste 0 formé

Rx équil. (conc.) _____ + _____ + _____
init. reste ≈ 0 formé ≈ 0

équil.

EXEMPLE : détermination de la masse initiale de sel requise pour un pH donné (prob. _____)

EXEMPLE : détermination de la concentration de plusieurs espèces à l'équilibre (prob. 2.32a)

EXEMPLE : détermination de la quantité initiale requise pour neutraliser partiellement un acide ou une base faible pour préparer un tampon de pH donné (prob.2.41c)

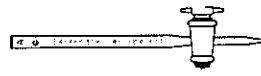
Feuille de procédure : TITRAGES ACIDE/BASE

ÉQUATIONS GÉNÉRALES POUR UN TITRAGE :

détermination de la concentration d'un acide

détermination de la masse molaire d'un acide

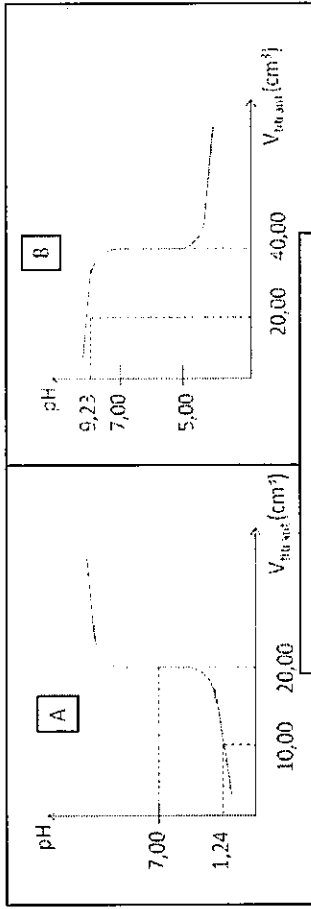
détermination d'une constante d'acidité



$C_{\text{TITRANT}} = 0,100 \text{ mol/dm}^3$

$V_{\text{PRÉLEVÉ}} \text{ de solution à titrer} = 10,00 \text{ cm}^3$

Soient trois titrages (au hasard: acide faible BrCH_3COOH , acide fort HC ou base NH_3) effectués avec un pouvant être soit du KOH , soit du HCl . Les trois courbes A, B et C qui suivent ont été obtenues



La courbe A illustre le titrage d'un(e) (acide ou base) (fort ou faible) par le titrant (KOH ou HCl). L'(les) espèce(s) prépondérante(s) au début du titrage est(sont) _____.

La courbe B illustre le titrage d'un(e) (acide ou base) (fort ou faible) par le titrant (KOH ou HCl). L'(les) espèce(s) prépondérante(s) à la demi-neutralisation est(sont) _____.

Sachant que la courbe C illustre le titrage d'un(e) (acide ou base) faible par le titrant (KOH ou HCl), le pH au point équivalent sera ($=7$, >7 ou <7). L'(les) espèce(s) prépondérante(s) au point équivalent est(sont) _____.

Déterminez la constante d'acidité K_a de l'acide faible titré

Sachant qu'il s'agit de BrCH_3COOH , écrivez la réaction de neutralisation de ce titrage :

Déterminez la concentration de la solution titrée par la courbe B.

Trouvez un indicateur qui permettrait de détecter le point équivalent de ce titrage : _____
Zone de virage (_____)

Si le volume de solution prélevée pour le titrage par la courbe A provient d'une solution-mère de volume égal à $100,0 \text{ cm}^3$, déterminez la masse molaire de cet acide si $0,729 \text{ g}$ a été dissout dans cette solution-mère. Quelle est l'identité de ce monoacide?

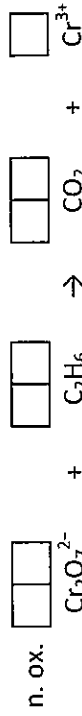
124

Pour la réaction ci-basse, donnez le nombre d'oxydation de chaque élément et placez les termes suivants au bon endroit :

Se réduit, s'oxyde, donne des électrons, gagne des électrons, nombre d'oxydation \uparrow , nombre d'oxydation \downarrow , nombre d'oxydation bas, nombre d'oxydation élevé, réducteur, oxydant



Pour la réaction ci-basse, identifiez le réducteur et l'oxydant, ainsi que les couples redox :



réducteur : _____

oxydant : _____

couples redox : _____

Soient les couples redox suivants : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ et $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$

Si on met en contact ces couples redox pour former une pile, dans quel couple redox se produira une réduction? _____

Pourquoi? _____

À quelle électrode de cette pile (anode ou cathode) cette réduction de produira-t-elle? _____

Calculer la FÉM standard à 25°C (ΔE°) de la pile formée :

RÈGLES DE PRIORITÉ POUR L'ATTRIBUTION DU NOMBRE D'OXYDATION À UN ÉLÉMENT

Feuille de procédure : ÉQUILIBRAGE DE RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION

DÉMARCHE GÉNÉRALE : équilibrage de réaction complète

1) _____

2) _____

3) _____

4) _____

5) _____

6) _____

DÉMARCHE GÉNÉRALE : équilibrage de demi-réaction

1) _____

2) _____

3) _____

4) _____

5) _____

EXEMPLE: équilibrage de réaction d'oxydoréduction en milieu acide (prob. _____)

Réaction non équilibrée : _____

1) _____

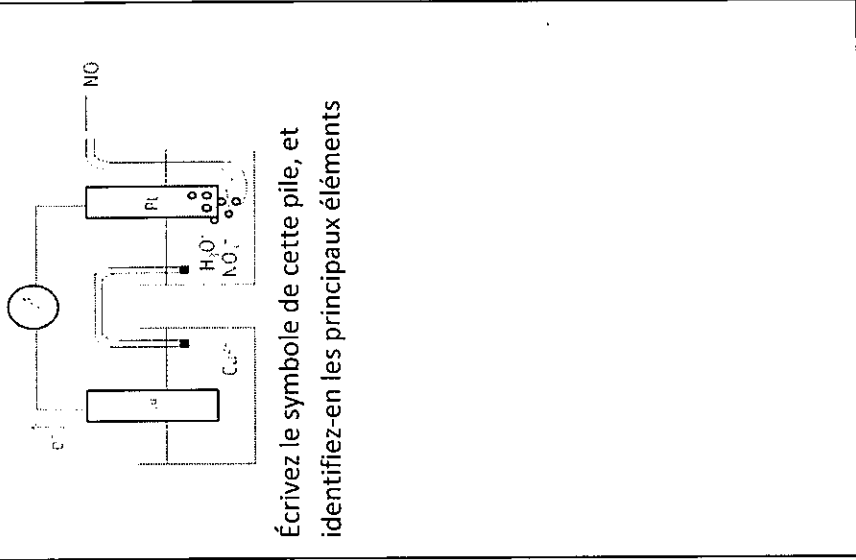
2) 3)

4) 5) 6)

EXEMPLE: équilibrage de réaction d'oxydoréduction en milieu basique (prob. _____)

EXEMPLE: équilibrage de demi-réactions d'oxydation et de réduction (prob. _____)

Feuille de procédure : PILES ÉLECTROCHIMIQUES



Écrivez le symbole de cette pile, et identifiez-en les principaux éléments

DÉMARCHE GÉNÉRALE : symbole d'une pile associée à une réaction d'oxydoréduction

EXEMPLE : symbole d'une pile associée à une réaction d'oxydoréduction

$$\text{Cl}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$$

DÉMARCHE GÉNÉRALE : écriture de la réaction d'oxydoréduction équilibrée associée à un symbole de pile

EXEMPLE : écrire la réaction d'oxydoréduction équilibrée associée à la pile illustrée sur cette page

Ingénieur mécanique (capsule pas encore tournée)

Lors d'une collision, le sac gonflable d'un véhicule prend de l'expansion rapidement jusqu'à atteindre une pression interne de 100,0 kPa et un volume de 55,0 dm³. Sachant que la température à l'intérieur du ballon gonflable est de 25 °C, évaluez la masse de la pastille de réactif qui a déclenché cette réaction ($2 \text{NaN}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na}(\text{s}) + 3 \text{N}_2(\text{g})$).

Météorologue

Le point de rosée se définit comme étant la température à laquelle commence la condensation de la vapeur d'eau dans l'air lorsqu'on refroidit cet air, ce qui correspond à l'atteinte de sa tension de vapeur. En vous servant du diagramme de tensions de vapeur de l'eau fourni par votre professeur, répondez aux questions qui suivent :

- A) En considérant une matinée au cours de laquelle l'humidité relative est de 80,00% sous une température de 23,00°C, déterminez le point de rosée.
- B) Déterminez l'humidité relative prévue sous une température de 21,00°C pour une même pression de vapeur d'eau.

Nutritionniste

Un jus de légumes contient 200 mg de sodium par 100 cm³ de jus. Si vous décidez de diluer 75 cm³ de ce jus pour obtenir 200 cm³ de jus de légumes à faible teneur en sodium, déterminez la fraction massique en sodium de ce dernier, sachant que sa masse volumique est de 1,1 g/cm³. De plus, sachant que la consommation quotidienne recommandée est de 1 500 mg de sodium, déterminez le volume de jus de légumes à faible teneur en sodium qu'il faudrait boire afin d'atteindre cette quantité.

Ingénieur chimiste

Une colonne à distiller fonctionnant en continu, est alimentée par un mélange liquide d'éthanol et d'iso-propanol (que l'on considérera comme une solution idéale) sous une température de 75 °C et ce mélange liquide est en équilibre avec sa vapeur. Sachant que la pression totale de la vapeur en équilibre avec le liquide est égale à 79,4 kPa, que la fraction molaire de l'iso-propanol dans le liquide est égale à 0,700 et que la tension de vapeur de l'éthanol à cette température est égale à 88,8 kPa, calculez la fraction molaire de l'iso-propanol dans la vapeur de l'alimentation, ainsi que la tension de vapeur de l'iso-propanol à cette température.

Physiologiste

Lorsqu'on administre des injections par voie intraveineuse, il faut éviter d'introduire des solutions dont la concentration en solutés est différente de celle du liquide intracellulaire des globules rouges, ce qui provoquerait une osmose résultant en une déformation des cellules. L'emploi de solutions isotoniques, de même concentration que le liquide intracellulaire, permet d'assurer la stabilité de la membrane cellulaire. Sachant qu'une telle solution entraîne une pression osmotique de 584,0 kPa à la température interne du corps (37,0 °C), déterminez la masse molaire de l'hémoglobine (Hb), sachant que la membrane cellulaire du globule rouge est imperméable aux solutés qui suivent, dont la composition dans le liquide intracellulaire (g/L) est donnée ci-dessous:

Na ⁺ : 0,280	Mg ²⁺ : 0,410	K ⁺ : 5,460	PO ₄ ³⁻ : 4,040	HCO ₃ ⁻ : 0,660	Hb : 300
<i>M</i> (g/mol) = 22,990	24,305	39,098	94,971	61,017	

Archéologue

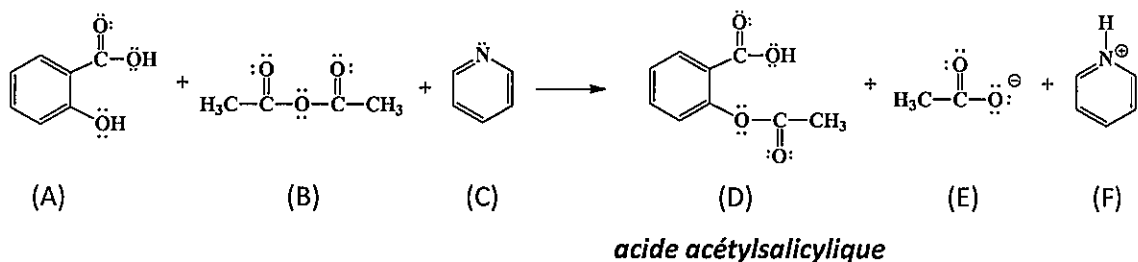
Sachant que la demi-vie de l'isotope ^{14}C du carbone est d'environ 5 730 ans, évaluez l'âge d'un ossement préhistorique dont la teneur en carbone ^{14}C n'est plus que de 20% par rapport à celle des êtres vivants actuellement.

Physiothérapeute

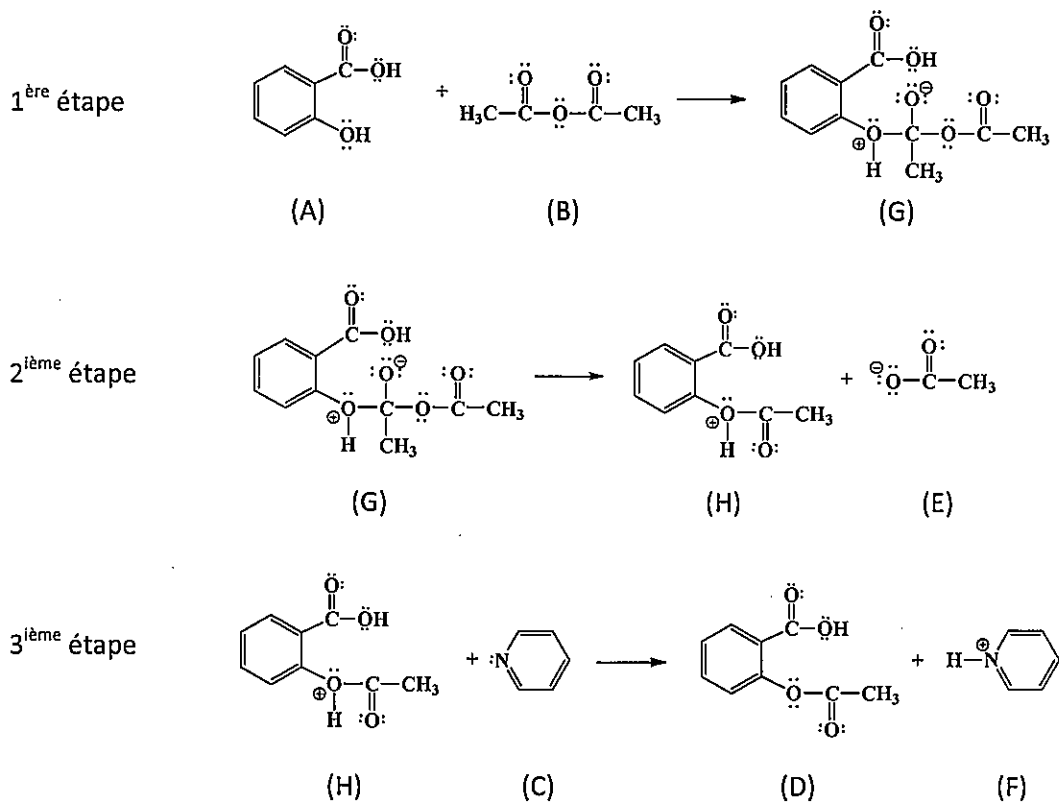
Apporter de la glace sur une blessure récemment contractée diminue l'inflammation et l'enflure en ralentissant la vitesse de réactions biochimiques. On dit que certaines réactions se produisent deux fois plus lentement lorsqu'on baisse la température de 10°C aux environs de la température ambiante (20°C). Déterminez l'énergie d'activation de telles réactions.

Pharmacien

La réaction de synthèse de l'aspirine, ou acide acétylsalicylique,



se déroule selon un mécanisme en trois étapes, la première étape étant déterminante. Sachant que la variation d'enthalpie de cette réaction est de -89 kJ/mol et que son énergie d'activation est de 790 kJ/mol , tracez un profil réactionnel plausible en accord avec le mécanisme de cette réaction et déterminez l'énergie d'activation de la réaction inverse. De plus, écrivez l'expression de vitesse que vous auriez obtenue expérimentalement lors de l'analyse cinétique de cette réaction. Pouvez-vous identifier les espèces intermédiaires dans ce mécanisme réactionnel?



Anesthésiologiste (capsule pas encore tournée)

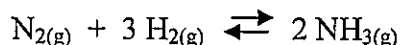
- Sachant que l'enthalpie (ΔH°) de fixation du dioxygène sur l'hémoglobine ($\text{Hb} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{HbO}_2$) est de -201 kJ/mol , croyez-vous que la fixation du dioxygène est favorisée ou défavorisée chez une personne souffrant de fièvre, en ne tenant compte que de cette donnée?
- Sachant que la constante (K_C) de fixation du monoxyde de carbone sur l'hémoglobine ($\text{Hb} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{HbCO}$) est de $225 \text{ (mol/dm}^3\text{)}^{-1}$ à la température du corps, évaluez les symptômes qui seraient observés chez un individu ayant respiré ce gaz, et dont la concentration à l'équilibre dans le sang s'élèverait à $3 \times 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.

[HbCO] / [Hb]	10^{-4}	3×10^{-2}	7×10^{-2}	7×10^{-1}
	Seuil de toxicité	Maux de tête	Intoxication grave	Mort rapide

- Enfin, à partir de la réaction d'échange du dioxygène et du monoxyde de carbone sur l'hémoglobine ($\text{HbO}_2 + \text{CO} \rightleftharpoons \text{HbCO} + \text{O}_2$), proposez un traitement simple pour apaiser les symptômes observés, sachant que la toxicité est liée à la présence de la carboxyhémoglobine (HbCO). Expliquez.

Agronome

Vous préparez de l'ammoniac par le procédé Haber-Bosch



en introduisant du diazote et du dihydrogène dans un réacteur vide. Si celui-ci contenait initialement le dihydrogène sous une pression partielle de $237,7 \text{ kPa}$ à une température de 400°C et que vous recueillez à l'équilibre l'ammoniac sous une pression partielle de $8,48 \text{ kPa}$, déterminez la pression partielle initiale du diazote que vous aviez introduit, sachant que la constante K_P de la réaction est égale à $5,54 \times 10^{-8} \text{ kPa}^{-2}$ à cette température.

Architecte

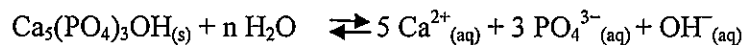
Les pluies acides au Canada sont composées principalement d'acide nitrique (HNO_3), d'acide sulfurique (H_2SO_4) et d'acide sulfureux (H_2SO_3). Imaginez que vous vous retrouviez à proximité d'une centrale électrique au charbon, dégageant du dioxyde de soufre dans l'atmosphère et produisant une pluie acide (H_2SO_3) de $\text{pH} = 2,50$. Évaluez la masse d'acide dissoute dans une goutte de cette pluie de deux millimètres de diamètre. (Note : pour H_2SO_3 , vous pouvez le traiter comme s'il ne libérait que son premier proton, puisque la constante K_A du HSO_3^- est significativement plus faible.) $M_{\text{H}_2\text{SO}_3} = 82,07 \text{ g/mol}$

Optométriste

Vous voulez préparer une solution pour l'entreposage des verres de contact, et celle-ci doit donc être un tampon afin d'éviter une variation de pH qui réduirait le degré de tolérance de l'œil pour les lentilles. Quel volume d'une solution de Na_2HPO_4 de concentration égale à $0,150 \text{ mol}$ par décimètre cube devez-vous ajouter à $0,100$ décimètres cubes d'une solution de NaH_2PO_4 de concentration égale à $0,200 \text{ mol}$ par décimètre cube pour que le pH résultant soit de $7,50$?

Dentiste

Le principal composant de l'émail dentaire est l'hydroxyapatite, peu soluble dans l'eau et dont le K_{PS} est de $6,8 \times 10^{-37}$ (mol/dm^3)⁹, à la température du corps. L'équation de dissolution de ce sel est la suivante :

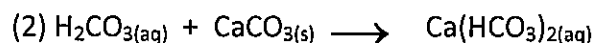
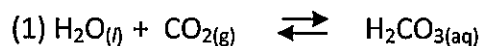


Les bactéries de la bouche dégradent les aliments sucrés et forment des acides qui influencent la **dissolution de l'hydroxyapatite**.

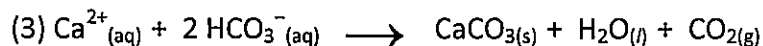
- Calculez sa solubilité dans l'eau pure (*considérez la concentration initiale de l'ion OH dans l'eau pure négligeable par rapport à la solubilité de l'hydroxyapatite*).
- Déterminez **qualitativement** dans quel sens cette solubilité variera dans une solution acide de pH 5,6, seuil critique à partir duquel il peut y avoir décalcification de l'émail dentaire. **Expliquez**.

Géologue

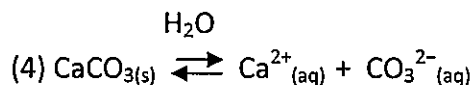
L'eau qui s'insère dans les fissures rocheuses est acidifiée par la réaction avec le dioxyde de carbone de l'air (réaction 1), et cette solution dissout par la suite le calcaire de la roche, ou carbonate de calcium (réaction 2), pour former des cavernes tout en produisant du bicarbonate de calcium (contenant les ions Ca^{2+} et HCO_3^-).



Lors de l'évaporation de l'eau des cavernes, les ions réagissent entre eux pour former le précipité CaCO_3 , produisant des structures telles que les stalactites et les stalagmites (**réaction 3 : précipitation**).



Soit une eau d'infiltration, contenant des ions Ca^{2+} et HCO_3^- de sources diverses, et responsable de la formation de stalactites et de stalagmites dans cette caverne. L'égouttement produit des gouttes d'un diamètre de 6 mm (volume = $1,13 \times 10^{-4} \text{ dm}^3$) à 25°C, dans lesquelles la concentration en ions calcium est de $4,90 \times 10^{-5} \text{ mol}/\text{dm}^3$ et celle des ions bicarbonate est de $5,00 \times 10^{-5} \text{ mol}/\text{dm}^3$. Après une évaporation partielle, le volume des gouttes d'eau a diminué de 95%, provoquant la précipitation du carbonate de calcium. Déterminez la masse maximale de carbonate de calcium déposée selon l'équation (3). En faisant l'approximation que ce précipité est alors en équilibre dans l'eau avec les ions Ca^{2+} et CO_3^{2-} (**réaction 4 : équilibre de dissolution**), déterminez la concentration de ces derniers à l'équilibre dans la goutte d'eau à ce moment.



Chimiste

Les usines de traitement de l'eau emploient de l'ozone ou des produits à base de chlore pour oxyder les métaux présents, notamment le manganèse qui produit des dépôts dans les tuyaux et favorise la croissance des microbes. Certaines de ces usines, au Québec, utilisent plus particulièrement le dioxyde de chlore, meilleur oxydant que l'hypochlorite de sodium et que l'ozone. La réaction du dioxyde de chlore avec l'ion manganèse (+2) transforme celui-ci en dioxyde de manganèse, lequel précipite et peut ainsi être retiré par filtration ou par décantation. Équilibrez cette réaction d'oxydoréduction, sachant qu'elle se déroule en milieu basique ($\text{ClO}_2 + \text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{MnO}_2$).

Ingénieur électrique (capsule pas encore tournée)

La pile à hydrogène est basée sur la réaction du dihydrogène avec le dioxygène présent dans l'air, produisant de l'eau comme unique produit. Écrivez et équilibrez les équations des demi-réactions qui se produisent à l'anode et à la cathode d'une telle pile, en milieux acide et basique, et déterminez la F.É.M. standard de la pile dans chaque cas.

Contrôle	Théorie		Exercices	
	Livre : Chimie 1	Recommandés	Facultatifs	Hors programme
Contrôle 1 Durée : 55 minutes Date : Valeur : 11 %	Chapitre 1, p. 9 à 15 (sections 1, 2, 3) Chapitre 2, p. 31 à 43 (sauf section 6) + remarques p. 33 Calculs de dilution : consultez les pages 34 à 38 dans le cahier «Données et rapports».	1.1 à 1.11 2.2, 2.3, 2.5 à 2.10, 2.12, 2.13	2.1a,b,c, 2.4, 2.14, 2.15	1.12 à 1.28 2.1c,d, 2.11, 2.16
Contrôle 2 Durée : 1 h 50 Date : Valeur : 17 %	Chapitre 4, p. 73 à 81 (sections 1, 2, 3.1, 3.2) Chapitre 4, p. 89 à 107 (les petits caractères p. 94, 101, 102 et 103 sont facultatifs) Livre : Chimie 2 Chapitres 5, p. 187 à 232 (sauf sections 5.4, 6.3.3 et 7) Chapitre 1 p. 22 à 46	4.1, 4.2, 4.3, 4.4, 4.5, 4.6, 4.7, 4.9, 4.13, et b, «Données et rapports», p.39 4.19 à 4.25, 4.27, 4.28 5.1 à 5.10, 5.19 à 5.22, 5.24 à 5.26, 5.29, 5.32 1.9 à 1.12, 1.14, 1.16, 1.17, 1.19, 1.22, 1.24, 1.26, 1.29, 1.30	4.8, 4.10, 4.11, 4.12	4.14c, 4.15, 4.16, 4.17, 4.18 4.26 5.11, 5.23, 5.31, 5.34, 5.35 1.1 à 1.8, 1.21b
Contrôle 3 Durée : 1 h 50 Date : Valeur : 17 %	Chapitre 2 (sauf sections 1.3, 1.4, 1.5, 2.5, 2.6, 2.8, 3 (p. 89 à 91), 4.5) Chapitre 3, p. 109 à 125 (sauf sections 5.3 et 5.5)	2.1 à 2.4, 2.7, 2.9, 2.10, 2.15 à 2.21, 2.26 à 2.32, 2.33abc, 2.34abc, 2.35 à 2.38, 2.40 3.1, 3.2, 3.3, 3.4, 3.5, 3.8 à 3.11, 3.14a, 3.14b, 3.19a, 3.22	1.13, 1.15, 1.18, 1.20, 1.21a 1.23, 1.25, 1.27, 1.28 2.5, 2.6, 2.11, 2.12, 2.22, 2.41	2.8, 2.13, 2.14, 2.23, 2.24, 2.25, 2.33de, 2.34de, 2.39, 2.42 3.6, 3.7, 3.12, 3.13, 3.14c, 3.15 à 3.18, 3.19b, 3.20, 3.21, 3.24, 3.25
Épreuve finale Durée : 3 heures Date : Valeur : 25 %	Chapitre 4, p. 133 à 154 + section 8.2 p. 165-166 Révision, exercices récapitulatifs et de synthèse p. 40 à 47 dans le cahier «Données et rapports». Important : cet examen comporte des questions récapitulatives et des questions de synthèse sur tout le programme de Chimie NYB (201)	4.1 à 4.15, 4.28, 4.29	4.27, 4.30, 4.8d	4.16 à 4.26

