

TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE



EXERCICES

Chapitre 1

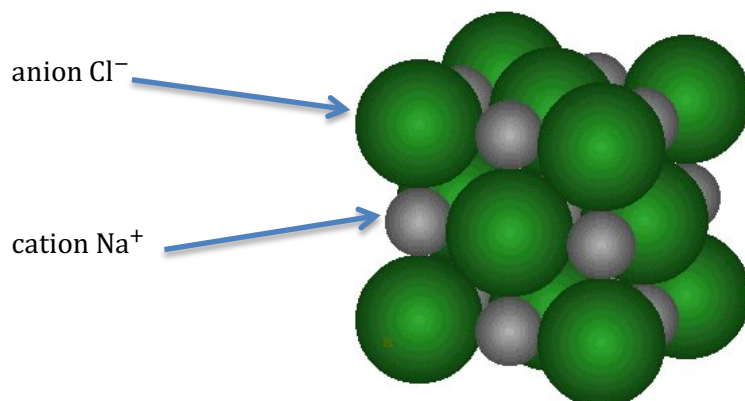
1 ESPÈCES ET ENTITÉS CHIMIQUES

Symboliser le constituant physico-chimique de chacun des corps purs suivants (formule de l'espèce chimique et, en indice, phase à laquelle il appartient). Indiquer les entités microscopiques présentes, ainsi que la nature des interactions qui les unit.

- 1) Un diamant.
- 2) Un wafer de silicium.
- 3) Une mine de crayon en graphite.
- 4) De l'eau déminéralisée.
- 5) Un flocon de neige.
- 6) Une pièce d'or de 24 carats.
- 7) Du sucre de table.
- 8) Du sel de table.
- 9) Du dioxyde de carbone dans un extincteur.
- 10) De la neige carbonique.
- 11) Un cristal de roche.
- 12) Du fluide frigorigène R600a à température et pression normales.

2 SOLIDES IONIQUES

Les solides ioniques sont constitués au niveau microscopique par l'empilement d'ions. Ainsi, le chlorure de sodium (sel de table), est constitué d'un empilement de cations Na^+ et d'anions Cl^- selon un réseau cristallin, donc la maille est dessinée ci-dessous.



Comme tous les corps, le chlorure de sodium est électriquement neutre : il y a autant d'ions Na^+ que d'ions Cl^- . On désigne cette espèce chimique par la formule NaCl , qui signifie Na_1Cl_1 (1 ion Na^+ pour 1 ion Cl^-).

Dans le cas du chlorure de calcium, les entités constitutives sont les ions Ca^{2+} et Cl^- . La formule de ce solide ionique est donc CaCl_2 (2 ions Cl^- pour 1 ion Ca^{2+}) afin d'assurer la neutralité du cristal.

Les entiers choisis pour exprimer la formule de l'espèce chimique sont les plus petits entiers possibles exprimant les proportions des différents ions.

Compléter le tableau suivant, comportant dans chaque case la formule représentant le solide ionique constitué des cations de la première ligne associés aux anions de la première colonne :

cations anions	Na^+	Cu^{2+}			Fe^{3+}
Cl^-	NaCl			KCl	
		$\text{Cu}(\text{SO}_4)$	$\text{Zn}(\text{SO}_4)$		
CO_3^{2-}					

3 COMPOSITION DE PHASES

Mélange gazeux

On considère une enceinte hermétique indilatable de volume $V = 12,0$ L, contenant initialement de l'air sous pression $p_0 = 1,00$ bar à $T_0 = 298$ K.

L'air sera modélisé par un mélange de composition molaire 20% en O_2 et 80% en N_2 .

On injecte dans cette enceinte une masse $m_1 = 3,6$ g d'eau, puis on porte la température à $T = 400$ K. Dans ces conditions, l'eau est intégralement vaporisée. On obtient donc un mélange gazeux homogène.

Déterminer la pression qui règne alors dans l'enceinte, ainsi que les fractions molaires et les pressions partielles des différents constituants du mélange.

Degré alcoolique

On souhaite préparer un mélange d'eau et d'éthanol, de degré alcoolique 14,0°. Pour ce faire, on introduit 14,0 mL d'éthanol dans une fiole jaugée de 100,0 mL, et on complète au trait de jauge avec de l'eau distillée, tout en agitant régulièrement.

On mesure une masse volumique de $0,976 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ pour cette solution à 20°C.

Déterminer la fraction molaire en éthanol de cette solution, sa fraction massique et sa concentration.

Masses volumiques à 20°C en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$:

Éthanol pur : 0,789

Eau pure : 0,998

Mélange de solutions

On mélange $V_1 = 40,0$ mL d'une solution aqueuse de chlorure mercurique Hg_2Cl_2 de concentration $C_1 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec $V_2 = 10,0$ mL d'une solution aqueuse de chlorure mercurique HgCl_2 de concentration $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Après agitation, on obtient une solution uniforme, de volume $V = V_1 + V_2 = 50,0$ mL.

Déterminer la concentration $[X]$ de chacun des ions présents dans cette solution.

Indications : l'ion chlorure est l'ion Cl^- ; l'ion mercurique est un cation moléculaire, constitué de deux atomes de mercure liés par liaison covalente et ayant perdu deux électrons, noté Hg_2^{2+} .

4 PRÉPARATION DE SOLUTIONS AQUEUSES

En dissolvant des solides...

On dispose d'une fiole jaugée de $V = 500 \text{ mL}$.

On essaie d'y dissoudre dans de l'eau distillée les composés suivants :

- 1) 20,0 g de sulfate ferrique ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) ;
- 2) 13,5 g de chlorure ferrique hexahydraté ($\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) ;
- 3) 10,0 g de chlorure de plomb (PbCl_2) ;
- 4) 30,0 g de glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

Dans chaque cas, on demande d'écrire la réaction de dissolution, de déterminer si on obtient une solution limpide ou saturée, de déterminer l'état final du système : phases en présence et concentration des espèces chimiques dans la solution.

Données :

Masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0 ; S : 32,1 ; Cl : 35,5 ; Fe : 55,8 ; Pb : 207,2

Solubilité dans l'eau en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$:

PbCl_2 : $1,43 \cdot 10^{-2}$

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: ? (très soluble)

FeCl_3 : 5,67

glucose : 4,99

En diluant une solution commerciale...

On veut préparer un litre d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration égale à $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, à partir d'une solution concentrée de cet acide dont la bouteille indique les informations suivantes :

« HCl à 32% en masse, densité : 1,16 »

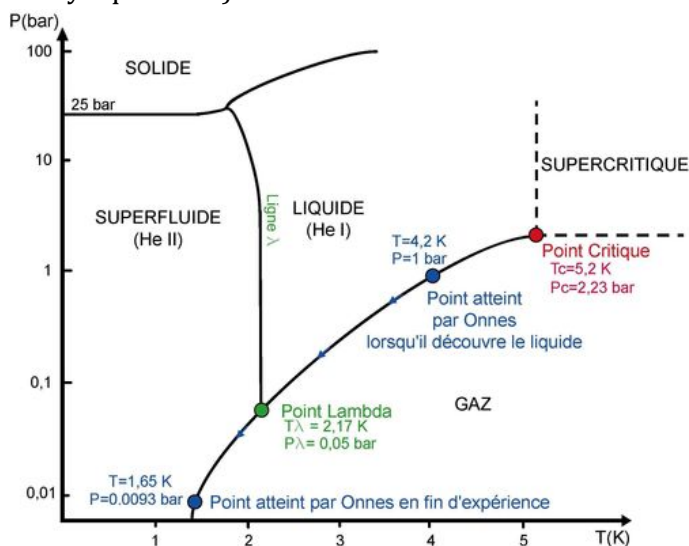
Indiquer une façon raisonnable de préparer la solution diluée demandée.

Un dosage de la solution ainsi préparée indique que la concentration est en fait de $0,094 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Quel pourrait être l'origine de cet écart ?

5 DIAGRAMME DE PHASES DE L'HÉLIUM

La première liquéfaction de l'hélium est attribuée au physicien hollandais Heike Kamerlingh Onnes, qui l'a réalisée en 1907. Elle lui a valu le prix Nobel en 1913. Il atteint alors une température d'environ $-271,5^\circ\text{C}$, soit un peu plus de 1 degré au-dessus du zéro absolu. Cette liquéfaction a ouvert la voie vers la cryogénie à l'hélium et a permis la découverte de la supraconductivité trois ans plus tard.

L'état superfluide est un état ne présentant aucune viscosité, qui a été identifié comme tel en 1937 par Piotr Kapitsa (prix Nobel de Physique 1978).



- 1) Quel est l'état physique de l'hélium dans un ballon de fête foraine gonflé à 1,2 bar ? Quel est l'intérêt d'un tel ballon gonflé à l'hélium ?
- 2) Que se passe-t-il si on comprime progressivement le ballon précédent, à température constante ? Peut-on observer la liquéfaction de l'hélium ? sa solidification ?
- 3) De l'hélium est refroidi progressivement sous la pression constante de 1 bar. Décrire les phénomènes observés successivement. Quelle est la particularité remarquable de l'hélium par rapport aux autres corps purs ?

6 DE L'EAU DANS LA BUANDERIE

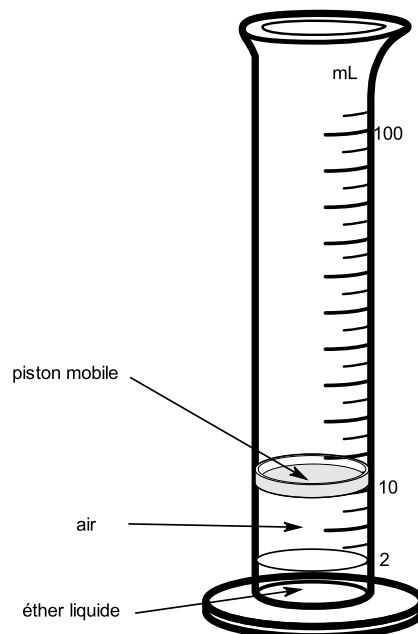
Dans une buanderie, de dimensions $3,0 \text{ m} \times 4,0 \text{ m} \times 2,5 \text{ m}$, supposée hermétiquement fermée et à la température de 20°C , se trouve une flaque d'eau de volume $0,40 \text{ L}$. Initialement, l'air n'est pas saturé en vapeur d'eau. On donne la constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

- 1) Retrouver sur le diagramme de phases de l'eau ou dans un tableau la pression de vapeur saturante.
- 2) Quelle transformation va se produire ? Expliquer pourquoi.
- 3) Déterminer l'état final du système : pression partielle de l'eau dans l'air, quantité d'eau liquide restant (s'il en reste !), dans les deux cas suivants :
 - a) L'air de la buanderie est initialement sec ;
 - b) Le taux initial d'humidité de la buanderie est de 60%, c'est-à-dire que la pression partielle de la vapeur d'eau est initialement égale à 60% de la pression de vapeur saturante.

7 ÉVAPORATION DE L'ÉTHER DANS UNE ÉPROUVETTE

Dans un laboratoire où règne une température $\theta = 20^\circ\text{C}$, on se procure une éprouvette graduée de 100 mL , dans laquelle on introduit $2,0 \text{ mL}$ d'éther. On adapte alors un piston dans l'éprouvette, de telle sorte que la position initiale inférieure de celui-ci soit sur la graduation « 10 mL ». Les $2,0 \text{ mL}$ d'éther se retrouvent ainsi surmontés de $8,0 \text{ mL}$ d'air.

Cette situation initiale peut se schématiser ainsi :



situation initiale de l'éprouvette

On admet que le piston est hermétique et peut coulisser sans frottement dans l'éprouvette. Ceci permet de maintenir dans l'enceinte une pression constante et égale à $p = 1,00 \text{ bar}$.

- 1) La température étant maintenue à $\theta = 20^\circ\text{C}$, on constate que le piston monte progressivement. Interpréter ce phénomène et déterminer la position finale du piston.

- 2) Par une journée ensoleillée, la température du laboratoire augmente jusqu'à $\theta = 28^{\circ}\text{C}$. Déterminer la nouvelle position du piston.
- 3) Lors d'un épisode de canicule, la température atteint $\theta = 37^{\circ}\text{C}$ dans le laboratoire ! Déterminer la nouvelle position du piston.

Données :

Masse molaire de l'éther : $M = 74,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Densité de l'éther à 20°C : $d = 0,71$

Constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Pression de vapeur saturante de l'éther : $0,59 \text{ bar}$ à 20°C ; $0,81 \text{ bar}$ à 28°C

Température d'ébullition de l'éther : $T_{eb} = 35^{\circ}\text{C}$

8 AMMONIAC ET AMMONIAQUE

L'ammoniac est un composé moléculaire de formule NH_3 , produit industriellement par le procédé Haber-Bosch à partir de diazote et de dihydrogène. C'est l'un des composés les plus synthétisés au monde : il sert à la fabrication de nombreux autres composés dont l'acide nitrique et autres dérivés utilisés comme engrais.

Les règlements d'étiquetage CE de l'ammoniac sont les suivants :

Règlement d'Étiquetage CE 1272/2008 (CLP)

• Pictogrammes de danger



• Code de pictogrammes de danger : GHS06 - GHS05 - GHS04 - GHS09

• Mention d'avertissement : Danger

• Mention de danger : H331 - Toxique par inhalation.
H221 - Gaz inflammable.
H314 - Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves.
H280 - Contient un gaz sous pression; peut exploser sous l'effet de la chaleur.
H400 - Très toxique pour les organismes aquatiques.

• Informations supplémentaires sur les dangers : EUH071 - Corrosif pour les voies respiratoires.

• Conseils de prudence

- Prévention

: P260 - Ne pas respirer les gaz, vapeurs.
P280 - Porter des gants de protection, des vêtements de protection, un équipement de protection des yeux, du visage.
P210 - Tenir à l'écart de la chaleur, des étincelles, des flammes nues ou des surfaces chaudes. – Ne pas fumer.
P273 - Éviter le rejet dans l'environnement.

- Intervention

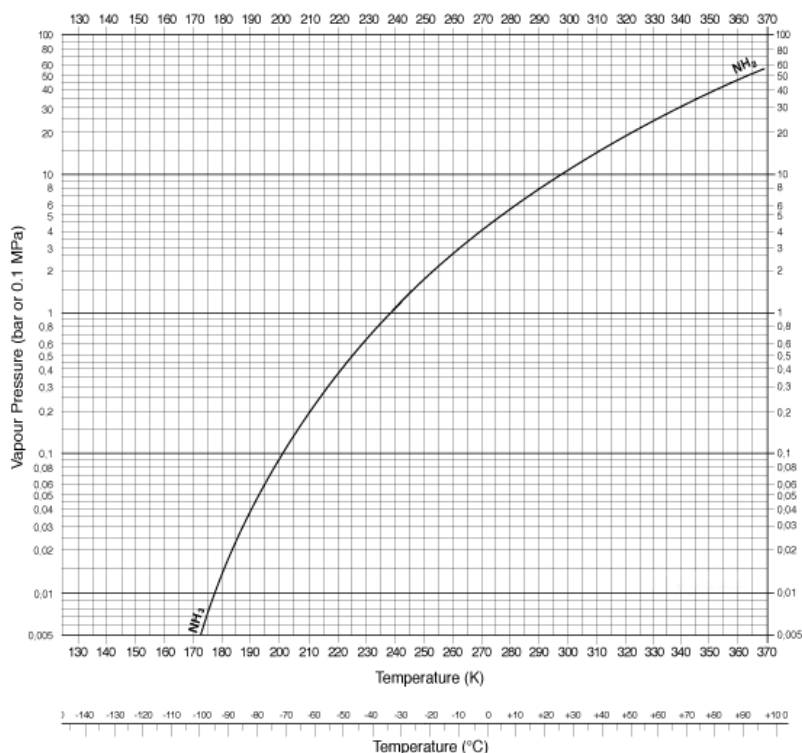
: P304+P340+P315 - EN CAS D'INHALATION: transporter la victime à l'extérieur et la maintenir au repos dans une position où elle peut confortablement respirer. Consulter immédiatement un médecin.
P303+P361+P353+P315 - EN CAS DE CONTACT AVEC LA PEAU (ou les cheveux): enlever immédiatement les vêtements contaminés. Rincer la peau à l'eau/se doucher. Consulter immédiatement un médecin.
P305+P351+P338+P315 - EN CAS DE CONTACT AVEC LES YEUX: rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes. Enlever les lentilles de contact si la victime en porte et si elles peuvent être facilement enlevées. Continuer à rincer. Consulter immédiatement un médecin.
P377 - Fuite de gaz inflammé: Ne pas éteindre si la fuite ne peut pas être arrêtée sans danger.
P381 - Éliminer toutes les sources d'ignition si cela est faisable sans danger.

- Stockage

: P405 - Garder sous clef.
P403 - Stocker dans un endroit bien ventilé.

Quelques données concernant l'ammoniac :

- Température de fusion sous $P = 1013 \text{ hPa}$: $T_{fus} = -77,73^{\circ}\text{C}$.
- Point triple : $-77,8^{\circ}\text{C}$ sous $0,06 \text{ bar}$
- Point critique : $132,4^{\circ}\text{C}$ sous $112,8 \text{ bar}$
- Solubilité dans l'eau : 540 g par litre d'eau à 20°C sous 1 atm .
- Masse molaire : $M = 17,031 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Extrait du diagramme de phases :



Le corps pur ammoniac

- 1) Compléter le diagramme de phases à l'aide des données fournies.
- 2) Dans quel état physique trouve-t-on l'ammoniac dans les conditions usuelles du laboratoire ?
- 3) L'ammoniac liquide est utilisé comme solvant dans certaines réactions de chimie organique. Quels pourraient être les avantages ou les inconvénients de ce solvant ?

L'ammoniaque

L'ammoniaque est un produit d'entretien courant, utilisé pour nettoyer les surfaces vitrées, les sanitaires, les lavabos et éviers, les brosses et peignes... Il est efficace en tant que détachant, notamment pour éliminer les traces de sang, de vin séché...

Voici un extrait de ce que l'on peut trouver sur la fiche fournie par un fabricant de bouteilles d'ammoniaque :

AMMONIAQUE à 30% ; densité 0,896

(suite de la page 1)

· Pictogrammes de danger


GHS05


GHS07


GHS09

· Mention d'avertissement Danger

· Composants dangereux déterminants pour l'étiquetage:
ammoniac

· Mentions de danger
 H314 Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves.
 H335+H336 Peut irriter les voies respiratoires. Peut provoquer somnolence ou vertiges.
 H400 Très toxique pour les organismes aquatiques.

· Conseils de prudence
 P260 Ne pas respirer les poussières/fumées/gaz/brouillards/vapeurs/aérosols.
 P303+P361+P353 EN CAS DE CONTACT AVEC LA PEAU (ou les cheveux): enlever immédiatement les vêtements contaminés. Rincer la peau à l'eau/se doucher.
 P305+P351+P338 EN CAS DE CONTACT AVEC LES YEUX: rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes. Enlever les lentilles de contact si la victime en porte et si elles peuvent être facilement enlevées. Continuer à rincer.
 P310 Appeler immédiatement un CENTRE ANTIPOISON ou un médecin.
 P405 Garder sous clef.
 P501 Éliminer le contenu/réceptacle conformément à la réglementation locale/régionale/nationale/internationale.

· Autres dangers
· Résultats des évaluations PBT et vPvB
 · PBT: Non applicable.
 · vPvB: Non applicable.

- 4) Pourquoi est-il exclu que l'ammoniac que l'on trouve dans le commerce soit le corps pur ammoniac ? (donner d'autres arguments que la simple orthographe !)

L'ammoniac est en fait le nom commercial donné à une solution aqueuse d'ammoniac de teneur massique comprise entre 20 et 30%.

- 5) Quelle est la teneur maximale en % d'une solution aqueuse d'ammoniac réalisable à des fins commerciales ? Est-il possible de réaliser des solutions de teneur supérieure ? Comment procéder ?
- 6) Déterminer la concentration molaire de la solution d'ammoniac à 30% dont il est question ci-dessus.
- 7) Décrire qualitativement le système physico-chimique délimité par les parois d'une bouteille d'ammoniac fermée.
- 8) En réalité, l'ammoniac est une base faible ; la solution contient également une petite quantité d'hydroxyde d'ammonium. (ion hydroxyde = HO^- ; ion ammonium = NH_4^+). Écrire l'équation de la réaction chimique responsable de la présence de ces ions.
- 9) Comparer les pictogrammes et les phrases de danger de l'ammoniac et de l'ammoniacque.

9 IDENTIFICATION DE TRANSFORMATIONS

Parmi les transformations suivantes, reconnaître si elles sont physique, chimique ou nucléaire. Écrire les équations des réactions modélisant au mieux les phénomènes.

- 1) La production de sel dans un marais salant.
- 2) La préparation d'un caramel dans une casserole.
- 3) La synthèse de glucose par une plante lors de la photosynthèse.
- 4) La production de vapeur d'eau pour entraîner la turbine d'une centrale thermique.
- 5) La production de vapeur d'eau pour entraîner la turbine d'une centrale nucléaire.

Chapitre 2

10 BILANS DE MATIÈRE

Pour chacune des réactions suivantes, effectuer le bilan de matière à chacun des instants spécifiés, en complétant les tableaux de quantités de matière ou de concentrations.

Dans les lignes « à t quelconque », on demande d'exprimer la quantité de matière en fonction de l'avancement ξ de la réaction (en mol) ou la concentration en fonction de l'avancement volumique x (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

Dans le 1), on demande aussi de calculer la pression dans l'enceinte, les gaz étant supposés parfaits. On donne la constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Dans tous les cas, la concentration des intermédiaires réactionnels éventuels est négligeable.

- 1) Réaction de décomposition du pentaoxyde de diazote : $\text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{NO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2$ en phase gazeuse, dans une enceinte de volume $V = 5,00 \text{ L}$, à la température constante $\theta = 25^\circ\text{C}$.

	N_2O_5	NO_2	O_2	Pression P/bar
$t = 0$	0,500	0	1,00	
$t = t_1$	0,200			
$t = t_2$		0,800		
$t = t_3$			1,23	
t quelconque				

Quantités de matière en mol

2) Réaction d'oxydation du monoxyde d'azote en phase gazeuse : $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$

	NO	O ₂	NO ₂
$t = 0$	1,00	1,00	0
$t = t_1$	0,70		
t quelconque			
pour $\xi = \xi_{max}$ = ...			

Quantités de matière en mol

3) Réaction d'oxydation poussée de l'éthanol en solution aqueuse dans un tampon de pH = 1,0 :
 $5\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 4\text{MnO}_4^- + 12\text{H}_3\text{O}^+ = 5\text{CH}_3\text{COOH} + 4\text{Mn}^{2+} + 23\text{H}_2\text{O}$

	CH ₃ CH ₂ OH	MnO ₄ ⁻	H ₃ O ⁺	CH ₃ COOH	Mn ²⁺	H ₂ O
$t = 0$	0,0100	0,0090		0	0	solvant
$t = t_1$	0,0075					
t quelconque						
pour $x = x_{max}$ = ...						

Concentrations en mol·L⁻¹

En partant toujours d'une concentration de 0,0100 mol·L⁻¹ en éthanol, déterminer quelle concentration d'ion permanganate il faut apporter initialement pour que le mélange soit dans les proportions stœchiométriques. Compléter alors le tableau :

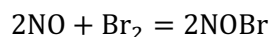
	CH ₃ CH ₂ OH	MnO ₄ ⁻	H ₃ O ⁺	CH ₃ COOH	Mn ²⁺	H ₂ O
$t = 0$	0,0100	?		0	0	solvant
$t = t_1$	0,0075					
t quelconque						
pour $x = x_{max}$ = ...						

Concentrations en mol·L⁻¹

Démontrer qu'un mélange de deux réactifs en proportions stœchiométriques le reste à chaque instant ultérieur de la transformation chimique...

11 ÉQUILIBRE EN PHASE GAZEUSE

On s'intéresse à la transformation chimique en phase gazeuse modélisée par la réaction d'équation :



On introduit jusqu'à la pression $P_1 = 6000$ Pa dans un récipient de volume constant $V = 2,000$ L initialement vide de l'oxyde d'azote NO initialement à la température $T_1 = 300$ K.

On ajoute ensuite dans ce récipient une masse $m_{\text{Br}_2} = 300$ mg de dibrome. La température du mélange est portée à $T_2 = 333$ K. Une fois l'état d'équilibre établi, la pression totale dans le récipient est $P_2 = 8220$ Pa.

Les gaz sont supposés parfaits et on rappelle : $R = 8,31$ J·K⁻¹·mol⁻¹.

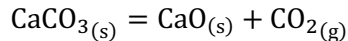
Masse molaire du dibrome : $M(\text{Br}_2) = 159,81$ g·mol⁻¹

- 1) Calculer la quantité de matière de chaque composé introduit dans le récipient.
- 2) Calculer la quantité de matière totale à l'équilibre.

- 3) Dédurre des questions précédentes l'avancement ξ de la réaction à l'équilibre.
- 4) Calculer la pression partielle de chaque composé à l'équilibre.
- 5) Calculer la constante d'équilibre de la réaction à la température T_2 .

12 DISSOCIATION DU CALCAIRE

La chaux vive, solide blanc de formule CaO, est obtenue industriellement par dissociation thermique du calcaire CaCO₃, modélisée par la réaction d'équation :

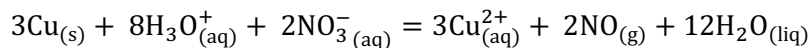


La constante d'équilibre associée à cette équation vaut, à 1100 K : $K^\circ = 0,358$.

- 1) Dans un récipient de volume $V = 10,0$ L, initialement vide, on introduit $n_0 = 10,0$ mmol de calcaire à $T = 1100$ K fixée. Déterminer le sens d'évolution, puis l'état final.
- 2) Quelle quantité de calcaire peut-on transformer au maximum en chaux dans ces conditions ?

13 OXYDATION DU CUIVRE PAR L'ACIDE NITRIQUE

Soit la réaction d'oxydation du métal cuivre par une solution aqueuse d'acide nitrique H₃O⁺, NO₃⁻, d'équation :



La constante d'équilibre de cette réaction vaut, à 25°C : $K^0 = 1 \cdot 10^{+63}$.

À un instant donné, la solution de volume $V = 500$ mL contient 0,0150 mol d'ions Cu²⁺ dissous, une concentration en ions nitrate de [NO₃⁻] = 20,0 mmol · L⁻¹, et son pH est de 1,0.

Un morceau de cuivre de 12,0 grammes est immergé dans la solution ($M_{\text{Cu}} = 63,5$ g · mol⁻¹).

La solution est surmontée d'une atmosphère fermée de volume $V = 1,00$ L, où la pression partielle en monoxyde d'azote est de $P_{\text{NO}} = 15,0$ kPa.

La température est maintenue à 25°C dans tout le système par un thermostat.

La constante des gaz parfaits est : $R = 8,31$ J · K⁻¹ · mol⁻¹.

- 1) Déterminer si le système ainsi décrit est à l'équilibre et, dans le cas contraire, décrire complètement l'état final.
- 2) Quelle est la masse minimale que doit avoir le morceau de cuivre pour qu'il reste présent dans le système à l'état final ?

14 PRÉCIPITATION DU CHLORURE DE PLOMB ?

On mélange deux solutions, l'une de nitrate de plomb, l'autre de chlorure de sodium, de telle sorte que les concentrations apportées dans le mélange soient :

- 1) $C_{\text{Pb}^{2+}} = 0,01$ mol · L⁻¹ et $C_{\text{Cl}^-} = 0,20$ mol · L⁻¹ ;
- 2) $C_{\text{Pb}^{2+}} = 0,05$ mol · L⁻¹ et $C_{\text{Cl}^-} = 0,03$ mol · L⁻¹ ;
- 3) $C_{\text{Pb}^{2+}} = 0,002$ mol · L⁻¹ et $C_{\text{Cl}^-} = 0,001$ mol · L⁻¹.

Sachant que le produit de solubilité du chlorure de plomb vaut $K_s = 1,2 \cdot 10^{-5}$, déterminer l'état final pour chacun des trois cas (solution limpide ou présence d'un précipité, concentration des ions).

NB : Le produit de solubilité d'un solide ionique est défini comme la constante d'équilibre de la réaction de dissolution de ce solide dans l'eau en ses ions constitutifs. Le nombre stœchiométrique algébrique du solide doit être de -1.

15 LE PHÉNOL EN SOLUTION AQUEUSE

Le phénol est un composé organique moléculaire de formule C_6H_6O , se présentant sous la forme d'un solide cristallin incolore.

Quelques données sur le phénol :

Masse molaire : $M = 94,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Solubilité massique dans l'eau à 25°C : $s_m = 98 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

Pictogrammes de sécurité :



Phrases H :

H301 : Toxique en cas d'ingestion

H311 : Toxique par contact cutané

H314 : Provoque de graves brûlures de la peau et des lésions oculaires

H331 : Toxique par inhalation

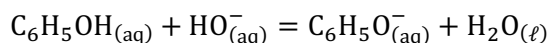
H341 : Susceptible d'induire des anomalies génétiques

H373 : Risque présumé d'effets graves pour les organes à la suite d'expositions répétées ou d'une exposition prolongée

- 1) Quelle est la concentration molaire maximale que l'on peut obtenir en dissolvant du phénol dans l'eau à 25°C ?
- 2) On souhaite préparer 100 mL d'une solution aqueuse (S1) de phénol de concentration $C_1 = 0,0200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Rédiger un protocole détaillé pour réaliser cette solution (matériel à utiliser, quantités à prélever, règles de sécurité à respecter, etc.).

On mélange un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ de la solution (S1) avec un volume $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution (S2) de soude (hydroxyde de sodium, $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_2 = 0,0800 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Il se produit une transformation chimique, modélisable par la réaction d'équation :



La constante d'équilibre associée à cette équation vaut $K^\circ = 1,0 \cdot 10^{+4}$.

- 3) Calculer les concentrations apportées des différentes espèces chimiques dans l'état initial (juste après le mélange des solutions, avant que la réaction chimique n'ait lieu).
- 4) Expliquer pourquoi la réaction ne peut en aucun cas être rigoureusement totale.
- 5) Déterminer la composition complète de la solution à l'équilibre.
- 6) Calculer le taux de transformation du réactif limitant, conclure.
- 7) On souhaite maintenant réaliser la même solution finale, mais en procédant différemment. Indiquer comment on pourrait procéder, sachant que l'on dispose :
 - de la solution (S2) de soude utilisée précédemment,
 - d'eau distillée,
 - de phénolate de sodium, solide de formule C_6H_5ONa , de masse molaire $M = 116,09 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, qui est un sel ionique (constitué des ions $C_6H_5O^-$ et Na^+).

16 L'ACIDE ACÉTIQUE EN SOLUTION AQUEUSE

L'acide acétique pur est aussi connu sous le nom d'acide acétique glacial. C'est un des plus simples acides carboxyliques, sa formule semi-développée est CH_3COOH . Son acidité vient de sa capacité à perdre le proton de sa fonction carboxylique, le transformant ainsi en ion acétate CH_3COO^- ; l'équation de cette réaction en solution aqueuse a pour constante d'équilibre $K_a = 10^{-4,8}$. Cette constante étant inférieure à 1, l'acide acétique est qualifié d'acide faible dans l'eau.

L'acide acétique pur est un liquide très faiblement conducteur, incolore, inflammable et hygroscopique. Il est naturellement présent dans le vinaigre, il lui donne son goût acide et son odeur piquante (détectable à partir de 1 ppm).

C'est un antiseptique et un désinfectant.

L'acide acétique est corrosif et ses vapeurs sont irritantes pour le nez et les yeux.

On donne :

Densité de l'acide acétique : $d = 1,05$

Masse molaire de l'acide acétique : $M = 60,05 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1) On constitue une solution aqueuse (S1) de la manière suivante : dans une fiole jaugée de $V_0 = 500 \text{ mL}$ est introduit un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ d'acide acétique glacial (pur). On complète au trait de jauge avec de l'eau distillée, en agitant régulièrement. On obtient une solution limpide. Une analyse rapide à l'aide de papier pH montre que le pH de la solution ainsi constituée est compris entre 2 et 3.

- Déterminer la concentration apportée en acide acétique dans la solution (S1).
- Écrire l'équation chimique de solvatation de l'acide acétique. Cette réaction est rigoureusement totale, à quoi le voit-on ?
- La solution ainsi préparée possède une très légère odeur de vinaigre. Expliquer pourquoi. Montrer que ce phénomène peut avoir des conséquences sur la concentration de la solution. On négligera ce phénomène dans la suite du problème.
- Écrire l'équation chimique de constante d'équilibre K_a . On admettra qu'il s'agit de la seule réaction significative à prendre en compte.
- Montrer que le résultat fourni par le papier pH permet d'estimer un ordre de grandeur de l'avancement de la réaction précédente à l'équilibre.
- En déduire, par le calcul le plus simple possible, la concentration de toutes les espèces en solution et donner la valeur du pH de la solution (S1) avec un chiffre après la virgule.

2) À la solution précédente est ajouté un volume $V_b = 100 \text{ mL}$ d'une solution de soude (contient les ions Na^+ et HO^-) de concentration $C_b = 1,00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Après agitation, on obtient une solution (S2).

- Écrire un mode opératoire pour indiquer à un apprenti technicien comment préparer le volume $V_b = 100 \text{ mL}$ de la solution de soude. On suppose qu'on dispose de pastilles d'hydroxyde de sodium pur au laboratoire.
- Quelle est la nouvelle concentration apportée d'acide acétique dans la solution ?
- Quelle est la concentration apportée d'hydroxyde de sodium ?
- Écrire l'équation chimique de la réaction acido-basique entre la soude et l'acide acétique.
- Déterminer l'état final du système, la transformation chimique étant modélisée par l'unique réaction précédente, dont la constante d'équilibre vaut : $K^\circ = 10^{+9,2}$