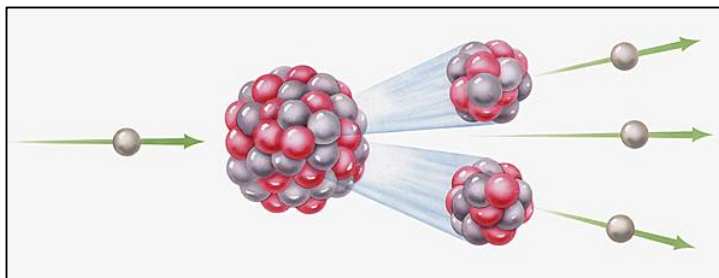


Description d'un système en transformation



Capacités

- ☐ Reconnaître la nature d'une transformation (nucléaire, physique ou chimique)
- ☐ Déterminer l'état physique d'une espèce chimique pour des conditions expérimentales données de P et T.
- ☐ Recenser les constituants physico-chimiques présents dans un système
- ☐ Décrire la composition d'un système à l'aide des grandeurs physiques pertinentes.

Attitudes

- ☐ Vérifier la conservation du nombre de masse et du nombre de charges des noyaux lors d'une transformation nucléaire.
- ☐ Adapter les unités dans l'équation d'état du gaz parfait.
- ☐ Vérifier la conservation des atomes et des charges lors d'une transformation chimique.
- ☐ Indiquer les phases de tous les réactifs et de tous les produits lors de l'écriture d'une équation de réaction.

Pour s'entraîner sur...

Les transformations nucléaires	Exercices 4
Les diagrammes d'état	Exercice 5, RP2
Les calculs de concentrations, les dilutions, l'utilisation de la densité....	Exercices 1,2, 6
L'utilisation de la loi des Gaz Parfaits et de la loi de Dalton	Exercice 3, RP1

Pour tester les bases

Exercice 1 : Facteurs de dilution

Vous disposez d'une solution de concentration $C = 0,1 \text{ mol/L}$ en ions Ni^{2+} . Vous souhaitez préparer, pour la vérification de la loi de Beer-Lambert 3 solutions de concentrations : $C_1 = 0,02 \text{ mol/L}$, $C_2 = 0,03 \text{ mol/L}$ et $C_3 = 0,04 \text{ mol/L}$ en utilisant des pipettes jaugées, une fiole jaugée de volume $V_0 = 50 \text{ mL}$. Calculer le volume de la solution mère à prélever dans chaque cas.

Réponses: $V = 10 \text{ mL}$; 15 mL ; 20 mL .

Exercice 2 : Densité d'un liquide

Une solution d'acide sulfurique fumant correspond à un titre massique (ou fraction massique) en H_2SO_4 de 95%. Déduire sa densité sachant que sa concentration molaire est de 17,8 mol/L.

On donne $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$.

Réponses: $d = 1,8$.

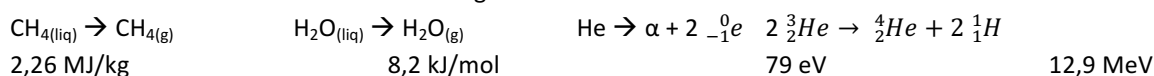
Exercice 3 : Composition de différents mélanges

1. Considérons un mélange de 1 mol de dioxyde de carbone et de 3 mol de dioxygène à l'état gazeux sous une pression totale de 1 bar et à 28°C. Déterminer les pressions partielles de chacun des gaz. Calculer le volume de l'enceinte.
2. On considère une pièce remplie d'air, de 30 m² et de 2,5 m de hauteur sous $t = 25^\circ\text{C}$ et $P_{\text{atm}} = 1 \text{ bar}$. En assimilant l'air au mélange 20% O_2 + 80% N_2 (pourcentages rapportés aux quantités de matière), déterminer :
 - a. la masse volumique du mélange gazeux
 - b. les quantités de matière respectives de dioxygène ($M = 32,0 \text{ g/mol}$) et de diazote ($M = 28,0 \text{ g/mol}$).

Réponses : 1. $P_{\text{O}_2} = 0,75 \text{ bar}$; $P_{\text{CO}_2} = 0,25 \text{ bar}$; $V = 0,1 \text{ m}^3$; 2. a. $\rho = 1,2 \text{ kg.m}^{-3}$; b. $n_{\text{O}_2} = 6,1.10^2 \text{ mol}$; $n_{\text{N}_2} = 2,4.10^3 \text{ mol}$

Exercice 4

Associer les réactions suivantes à leur énergie :

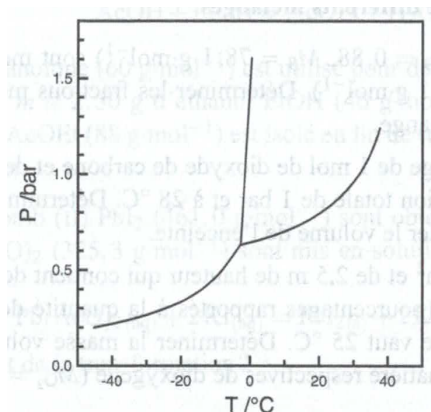


Préciser s'il s'agit d'une énergie libérée par la réaction ou nécessaire à sa réalisation.

On donne : $1 \text{ eV} = 1,6.10^{-19} \text{ J}$

Exercice 5 : Diagramme d'état d'un corps pur

On considère le diagramme d'état d'un corps pur inconnu :



1. Associer, à chaque domaine de stabilité du diagramme, un état de la matière. Nommer le point d'intersection des courbes.
2. Quel est l'état physique de ce corps à température et pression ambiante (25°C ; 1 bar) ?
3. Quelle est sa température de fusion à pression ambiante ? Sa température de vaporisation ?
4. A quelle pression faut-il se placer pour le vaporiser à température ambiante ?

Pour s'entraîner

Exercice 6 : Préparation de solutions

En dissolvant des solides

On dispose d'une fiole jaugée de $V = 500 \text{ mL}$. On essaie d'y dissoudre les composés suivants :

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

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

Données :

Masses molaires en g/mol : H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0 ; S : 32,1 ; Cl : 35,5 ; Fe : 55,8 ; Pb : 207,2.

Solubilités dans l'eau en mol/L :

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

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

FeCl_3 : 5,67

glucose : 4,99

En dissolvant un liquide :

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 g/mL 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 g/ml :

éthanol pur : 0,789

eau pure : 0,998

En diluant une solution commerciale :

On veut préparer un litre de solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration égale à 0,100 mol/L, à partir d'une solution concentrée de cet acide dont la bouteille indique les informations suivantes :

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

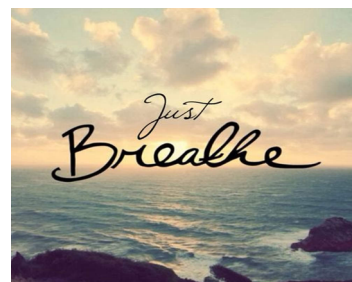
Indiquer une façon raisonnable de préparer la solution diluée demandée.



Résolutions de problème

RP1 : Respire...

Un individu respire normalement. Estimer la masse de dioxygène absorbée par son organisme en 1h. On précise que la pression partielle en dioxygène de l'air expiré vaut 153 mbar.



RP2 : Evaporation d'un verre d'eau dans un réfrigérateur

Temps conseillé : 45 min à 1h

Problématique :

Pour mesurer la température à l'intérieur d'un réfrigérateur, il est conseillé d'y placer un thermomètre plongeant dans un verre d'eau.

Un utilisateur applique cette technique et place donc son thermomètre dans un verre d'eau. Cependant, il constate au bout de quelques jours que le niveau de l'eau dans le verre a baissé.

La question qui vous est posée est la suivante :

Au bout de combien de temps le verre sera-t-il vide ?

On admettra que la cuisine contient de l'air sec, que les autres aliments ne contribuent pas à l'humidité dans le réfrigérateur (ils sont conservés dans des boîtes ou des bouteilles bien fermées), et que l'utilisateur ouvre son réfrigérateur une dizaine de fois par jour.

On peut considérer qu'environ un dixième de l'air d'un réfrigérateur est renouvelé pendant la durée moyenne d'une ouverture de la porte.

L'eau ayant une grande inertie thermique, on peut considérer que sa température ne varie pas le temps qu'on ouvre la porte du réfrigérateur pour faire la mesure.

Si le thermomètre était posé sur une clayette à l'air libre, la température lue serait moins stable et risquerait d'avoir augmenté au moment où on fait la lecture.



sont

Document :

On donne la variation de la pression de vapeur saturante de l'eau en fonction de la température :

Température /°C	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Pression de vapeur / Pa	611	657	705	757	813	872	935	1001	1072	1147	1227	1312	1402
Température /°C	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
Pression de vapeur / Pa	1497	1597	1704	1817	1936	2063	2196	2337	2486	2642	2808	2982	3166