

CPGE ATS

Programme de colles – Semaine 9 (24 au 29 novembre 2025)

Chapitres étudiés et questions de cours :

T1 Structure et transformation de la matière

T2 Transfert et conservation d'énergie - Premier Principe (début) !!! L'enthalpie n'a pas été vue !!!

Réponses attendues en bleu ou manuscrit.

1^{ère} question de cours : questions 1 à 10.

2^{ème} question de cours : questions 11 à 18.

1) Définir : atome, noyau, nucléon, proton, neutron, électron, isotope et notation.

Atome : Edifice électriquement **neutre**, constitué d'un **noyau** chargé positivement et entouré d'un cortège d'**électrons** chargés négativement.

Noyau : Assemblage de **nucléons** = **protons + neutrons**

- **Nombre de charge** (ou **numéro atomique**) **Z** : **Nombre de protons, chargés positivement**
- **Nombre N** : **Nombre de neutrons, qui ne portent pas de charge électrique**
- **Nombre de masse A** : **$A = Z + N$ = nombre de nucléons**

Isotopes : désigne des noyaux ayant un même numéro atomique **Z** mais des nombres de masse **A** différents :



Masse molaire d'un isotope A_ZX de nombre de masse **A** : **$A \text{ g.mol}^{-1}$** .

2) Relations entre masse et quantité de matière.

Masse molaire d'une espèce : **$M = \frac{m}{n}$** (en kg.mol^{-1} ou en g.mol^{-1}).

Nombre de moles de cette espèce : **$n = \frac{m}{M}$** avec :

n : quantité de matière (en *mol*) ; **m** : masse de l'échantillon (en *kg* ou *g*).

Masse molaire d'un isotope A_ZX de nombre de masse **A** : **$A \text{ g.mol}^{-1}$** .

3) Equation d'état des gaz parfaits + grandeurs + unités.

Equation d'état des gaz parfaits : **$PV = nRT$**

P pression en Pa ; **V** volume en m^3 ; **n** quantité de matière en mol ; **T** température en K

R est appelée **constante de gaz parfaits**, **$R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$**

4) Définir la concentration d'un soluté, le titre ou fraction molaire, la densité.

Concentration :

$$c_i = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \text{ en } \text{mol.m}^{-3}$$

Titre ou fraction molaire x_i d'un corps A_i dans une phase ϕ donnée :

$$x_i = \frac{n_i}{n_{TOT}} \quad \text{et} \quad \sum_i x_i = 1$$

Densité d'un corps (par rapport à un corps de référence) : Rapport de leurs masses volumiques prises dans les mêmes conditions de pression et de température.

- pour les phases condensées : $d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$
- pour les gaz : $d = \frac{\rho}{\rho_{air}}$

5) Pour une équation de réaction du type : $\alpha_1 R_1 + \alpha_2 R_2 + \dots = \beta_1 P_1 + \beta_2 P_2 + \dots$, définir les réactifs, les produits, les coefficients stœchiométriques ainsi que l'avancement de réaction.

Les espèces de gauche sont les **réactifs**, celles de droite les **produits**.

Grandeurs α_i et β_i : **coefficients stœchiométriques** (sans dimension).

Avancement ξ de la réaction :

$$-\frac{\Delta n_i}{\alpha_i} = \frac{\Delta n_i}{\beta_i} = \Delta \xi$$

Pour un réactif, n_i diminue d'où $\Delta n_i < 0$, $\Delta \xi > 0$ d'où ξ augmente

Pour un produit, n_i augmente d'où $\Delta n_i > 0$, $\Delta \xi > 0$ d'où ξ augmente

6) Définir un système ouvert, un système fermé, un système isolé ; définir une grandeur extensive, une grandeur intensive.

Un **système ouvert** échange de la matière et de l'énergie avec le milieu extérieur.

Un **système fermé** n'échange pas de matière mais échange de l'énergie avec le milieu extérieur.

Un **système isolé** n'échange ni matière ni énergie avec le milieu extérieur.

Grandeur extensive : grandeur proportionnelle à la quantité de matière. Ex : Volume V , masse m .

Grandeur intensive : grandeur indépendante de la quantité de matière. Ex : Pression P , Température T , masse volumique ρ .

7) Définir les transformations suivantes : isotherme, isobare, isochore, monotherme, monobare, mécaniquement réversible, quasi-statique, adiabatique.

Transformation **isotherme** : transformation à **température constante**,

Transformation **isobare** : transformation à **pression constante**,

Transformation **isochore** : transformation à **volume constant**.

Transformation **monotherme** : **température extérieure constante** au cours de la transformation,

Transformation **monobare** : **pression extérieure constante** au cours de la transformation.

Transformation **mécaniquement réversible** : Equilibre mécanique à chaque instant :

$$P_{\text{système}} = P_{\text{ext}} \text{ tout au long de la transformation.}$$

Transformation « **quasi-statique** » : transformation suffisamment lente pour que le système soit à tout moment en équilibre thermique et mécanique avec l'extérieur.

Transformation **adiabatique** : transformation au cours de laquelle le système n'échange pas d'énergie par transfert thermique ($Q=0$).

8) Donner les formes d'énergie d'un système.

L'énergie totale E_{TOT} d'un système est composée de son énergie mécanique E_m et de son énergie interne U :

$$E_{TOT} = E_m + U$$

L'énergie mécanique E_m est constituée de l'énergie cinétique macroscopique E_c et de l'énergie potentielle E_P liée aux actions extérieures :

$$E_m = E_{C\ macro} + E_{P\ ext}$$

L'énergie interne U est constituée de l'énergie cinétique microscopique (agitation des particules) $E_{c\ micro}$ et de l'énergie potentielle interne (interactions moléculaires) $E_{P\ int}$:

$$U = E_{C\ micro} + E_{P\ int}$$

9) Définition de l'énergie interne U d'un système et de la capacité thermique à volume constant C_V du système. Energie interne et capacité thermique à volume constant d'un gaz parfait.

$$U = E_{C\ micro} + E_{P, int} \text{ et } C_V = \frac{dU}{dT} \text{ à volume constant}$$

$$\text{Gaz parfait monoatomique : } U = \frac{3}{2}nRT \text{ et } C_V = \frac{3}{2}nR$$

$$\text{Gaz parfait polyatomique : } U = \frac{5}{2}nRT \text{ et } C_V = \frac{5}{2}nR$$

10) Citer le premier principe de la thermodynamique.

Soit un **système fermé** évoluant entre 2 états initial (I) et final (F) et recevant de l'extérieur un transfert thermique Q et un travail W (grandeurs algébriques).

Soient ΔE_m et ΔU les variations d'énergie mécanique et interne du système au cours de l'évolution.

Le **bilan d'énergie** du système s'écrit :

$$\Delta E_{TOT} = \Delta E_m + \Delta U = W + Q$$

La variation d'énergie potentielle macroscopique est souvent nulle ou négligeable => Le **premier principe** s'écrit :

$$\Delta E_c + \Delta U = W + Q$$

Si le **système** est au **repos** (macroscopique), le premier principe s'écrit :

$$\Delta U = W + Q$$

Exercices de cours :

11) (Exo 1 TD T1) :

L'eau a pour formule H_2O . On donne : 1_1H et ${}^{16}_8O$

- 1) Quelle est la masse molaire de l'eau ?
- 2) Quelle est la quantité de matière contenue dans **3,60 g** d'eau ?
- 3) Quelle est la quantité de matière contenue dans **1,00 kg** d'eau ?
- 4) Quelle est la masse de **$5,00 \cdot 10^{-2}$ mol** d'eau ?

1. $M(H_2O) = 2 \times M(H) + 1 \times M(O)$
 $= 2 \times 1 + 1 \times 16$
 $= 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
En effet : Masse molaire d'un atome : $A \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
avec A nombre de masse d'un atome.

2. $n = \frac{m}{M} = \frac{3,60}{18} = 0,20 \text{ mol}.$

3. $n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{18} = 56 \text{ mol}.$

4. $m = n \times M = 5,00 \cdot 10^{-2} \times 18$
 $= 0,90 \text{ g}.$

12) (Exo 3 TD T1) :

- 1) Le symbole du noyau d'un atome d'hydrogène est le suivant : 1_1H . Donner, en justifiant la réponse, la composition de l'ion hydrogène de formule H^+ .
- 2) Le noyau d'un atome d'aluminium (Al) comporte 14 neutrons et 13 protons. Donner, en justifiant la réponse, le symbole du noyau de cet atome. Cet atome perd assez facilement trois électrons. Déterminer le nombre d'électrons de l'ion aluminium ainsi que son symbole.
- 3) Le symbole du noyau d'un atome de chlore est le suivant : ${}^{35}_{17}Cl$. Déterminer, en la justifiant, la composition de l'atome complet (nombre de protons, de neutrons, d'électrons). Cet atome peut gagner assez facilement un électron pour donner un ion chlorure.

Donner la composition complète de cet ion chlorure, ainsi que son symbole.

1. ${}^1_1\text{H}$ est composé de

1 proton
0 neutron
1 électron

H^+ est un atome d'hydrogène qui a perdu un électron.

Donc : Composition de H^+ :

1 proton
0 neutron
0 électron

2. $Z = 13$ protons

$A - Z = 14$ neutrons

Donc : $\Rightarrow A = Z + 14 = 27$.

Donc : ${}^{27}_{13}\text{Al}$

Al possède 13 e^-

\Rightarrow Donc Al^{3+} possède 10 e^-

3. ${}^{35}_{17}\text{Cl}$:

17 protons
$35 - 17 = 18$ neutrons
17 électrons.

Cl^- est un atome de chlore Cl qui a gagné un électron :

17 protons
18 neutrons
18 électrons

13) (Exo 10 TD T1) :

Dans un récipient indilatable de volume $V = 3\,000\text{ L}$, on mélange du diazote et de l'argon dans les proportions suivantes : $1/3$ d'argon et $2/3$ de diazote. La pression totale est de 2 bar et la température de 27°C . Déterminer les pressions partielles de chaque gaz, ainsi que leur quantité de matière.

11

$$x_{Ar} = \frac{1}{3} \quad x_{N_2} = \frac{2}{3} \Rightarrow \begin{cases} \text{Pressions partielles:} \\ P_{Ar} = x_{Ar} \times P_{tot} \\ \quad = 0,67 \text{ bar} \\ P_{N_2} = 1,33 \text{ bar} \end{cases}$$

$$P_{Ar} V = n_{Ar} RT$$

$$\Rightarrow n_{Ar} = \frac{P_{Ar} \times V}{RT}$$

$$n_{Ar} = \frac{0,67 \cdot 10^5 \times 3}{8,31 \times 300}$$

$$n_{Ar} = 81 \text{ mol}$$

$$P_{N_2} V = n_{N_2} RT$$

$$\Rightarrow n_{N_2} = \frac{P_{N_2} V}{RT} = \frac{1,33 \cdot 10^5 \times 3}{8,31 \times 300}$$

$$= 161 \text{ mol}$$

14) Pour la réaction suivante, compléter les tableaux d'avancement et commenter : proportions, réactif limitant.



E.I. (mol)	1	3	0	0	E.I. (mol)	3	3	0	0
E à t (mol)					E à t (mol)				

E.I. (mol)	1	3	0	0	E.I. (mol)	3	3	0	0
E à t (mol)	$1-\xi$	$3-3\xi$	ξ	2ξ	E à t (mol)	$3-\xi$	$3-3\xi$	ξ	2ξ

Réactifs en proportions stoechiométriques - les 2 réactifs arrivent à épuiser ensemble.
 ou $1-\xi_{\max} = 0$ $3-3\xi_{\max} = 0$ $\xi_{\max} = 1 \text{ mol}$

Réactifs en proportions équimolaires (ou mélange équimolaire). Il existe un réactif limitant - (Même si proportions sont \neq des proportions stoechiométriques).
 ou $3-\xi_{\max} = 0$ $3-3\xi_{\max} = 0$ $\xi_{\max} = 1 \text{ mol}$

- 15) Exprimer le travail des forces de pression, et le **déterminer** (justifier) dans les cas suivants : transformation isochore, transformation isobare mécaniquement réversible, transformation isotherme mécaniquement réversible pour un gaz parfait (GP)

Travail élémentaire δW (en joules, J) des forces de pression s'exerçant sur un système :

$$\delta W = -P_{\text{ext}} \cdot dV$$

Avec : P_{ext} = pression extérieure (unité : Pa)

dV = variation élémentaire (ou infinitésimale) de volume du système (m^3)

Travail W des forces de pression s'exerçant sur un système lors d'une transformation d'un état 1 à un état 2 :

$$W = \int \delta W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{ext}} \cdot dV$$

- Transformation **isochore** : $V = \text{cte}$ d'où $dV = 0$

$$W = \int \delta W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{ext}} \cdot dV = 0$$

- Transformation **isobare mécaniquement réversible** : $P = P_{\text{ext}} = \text{cte}$

$$W = -P(V_2 - V_1)$$

- Transformation **isotherme mécaniquement réversible pour un gaz parfait (GP)** :

$$PV = nRT \text{ d'où } P = \frac{nRT}{V} \text{ et } T = \text{cte d'où } P_2 V_2 = P_1 V_1 \text{ d'où } \frac{P_2}{P_1} = \frac{V_1}{V_2}$$

$$\begin{aligned}
 W &= \int \delta W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{ext}} \cdot dV = - \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} \cdot dV = -nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{1}{V} \cdot dV = -nRT [\ln V]_{V_1}^{V_2} \\
 &= -nRT (\ln V_2 - \ln V_1) = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{P_2}{P_1}
 \end{aligned}$$

16) (Ex 4 TD T2) L'argon Ar est un gaz monoatomique d'énergie interne : $U(T) = \frac{3}{2} nRT$ et le dioxygène O_2 un gaz diatomique, d'énergie interne : $U(T) = \frac{5}{2} nRT$ (hypothèse gaz parfaits).

Pour chaque gaz, donner les expressions de :

- la capacité thermique à volume constant C_v .
- la capacité thermique molaire à volume constant C_{vm} .
- la capacité thermique massique à volume constant c_v .
- La valeur de la variation d'énergie interne pour une augmentation de température de $10^\circ C$ d'un kg de gaz.

Application numérique : $M(Ar) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$; $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

- $C_v = \frac{\partial U}{\partial T} = \frac{dU}{dT} = \frac{3}{2} nR$ pour Ar ; $C_v = \frac{\partial U}{\partial T} = \frac{dU}{dT} = \frac{5}{2} nR$ pour O_2 .
- $C_{vm} = \frac{C_v}{n} = \frac{3}{2} R$ pour Ar ; $C_{vm} = \frac{C_v}{n} = \frac{5}{2} R$ pour O_2 .
- $c_v = \frac{C_v}{m} = \frac{3}{2} \frac{R}{M}$ pour Ar ; $c_v = \frac{C_v}{m} = \frac{5}{2} \frac{R}{M}$ pour O_2 .
- Pour 1 kg : $\Delta u = c_v \cdot \Delta T = \frac{3}{2} \frac{R}{M}$ pour Ar ; on obtient $3,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$
 Pour 1 kg : $\Delta u = c_v \cdot \Delta T = \frac{5}{2} \frac{R}{M}$ pour O_2 ; on obtient $6,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$

17) Echauffement isochore d'un gaz

Considérons un gaz parfait dans une enceinte indéformable diatherme. Ses variables d'état initiales sont T_i , P_i , V_i . On place l'enceinte dans un milieu extérieur la température T_0 .

- Déterminer l'état final, c'est-à-dire les valeurs T_f , P_f et V_f , en utilisant les conditions d'équilibre.
- Déduire du premier principe le transfert thermique reçu par le gaz.
- Analyser son signe.

On suppose la capacité thermique à volume constant C_v (en $J.K^{-1}$) du gaz connue.

1. Schéma : EI / EF

Enceinte indéformable d'où : $V_f = V_i$.

Enceinte diatherme d'où transferts d'énergie thermique possibles.

Equilibre thermique à l'état final d'où : $T_f = T_0$.

Equation d'état des gaz parfaits :

$$PV = nRT \text{ c'est à dire } P_i V_i = nRT_i \text{ et } P_f V_f = nRT_f \text{ d'où } \frac{P_f V_f}{P_i V_i} = \frac{nRT_f}{nRT_i} \text{ d'où } P_f = P_i \frac{V_i T_f}{V_f T_i} = P_i \frac{T_0}{T_i}$$

2. $W = \int \delta W = - \int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV = 0$ car transformation isochore.

Premier Principe : $\Delta U = W + Q = Q$ et $\Delta U = C_v \cdot \Delta T = C_v(T_0 - T_i)$ car Gaz Parfait

D'où : $Q = C_v(T_0 - T_i)$

3. Si $T_0 > T_i$ alors $Q > 0$, l'extérieur (thermostat) fournit de l'énergie thermique au gaz et le réchauffe.

Si $T_0 < T_i$ alors $Q < 0$, le gaz fournit de l'énergie thermique à l'extérieur (thermostat) et se refroidit.

18) Echauffement d'un gaz sans transfert thermique

Considérons un gaz parfait dans une enceinte fermée. Un opérateur appuie brusquement sur le piston de la seringue en exerçant une force constante.



1. Définir le système. Justifier que la transformation peut être considérée comme adiabatique.
2. Dédire du premier principe la température finale.

1. Système = gaz à l'intérieur de la seringue.
Transformation rapide, donc peut-être considérée comme adiabatique.

2. Etat initial : T_i, P_i, V_i Etat final : T_f, P_f, V_f

Premier principe :

$$\Delta U = W + Q = W \text{ avec } W = \int \delta W = - \int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV = -P_{ext} \int_{V_i}^{V_f} dV = -\frac{F}{S} (V_f - V_i) = -\frac{F}{S} (L_f S - V_i S) = -F(L_f - L_i) \text{ (On retrouve la notion de travail mécanique)}$$

$$\text{Gaz parfait d'où } \Delta U = C_V \cdot \Delta T = C_V (T_f - T_i)$$

$$\text{D'où : } -F(L_f - L_i) = C_V (T_f - T_i)$$

$$\text{D'où : } T_f = T_i + \frac{F}{C_V} (L_i - L_f)$$

Vérification homogénéité

Puis : de 1 à 2 exercices proposés par le colleur.

Programme ATS

Notions et contenus	Capacités exigibles
6. Structure de la matière et transformations physiques, chimiques ou nucléaires	
Noyau atomique, isotopes.	Déterminer la composition d'un noyau A_ZX . Reconnaître deux noyaux isotopes d'un même élément.
Entité chimique.	Utiliser le terme adapté parmi molécule, atome, anion et cation pour nommer une entité chimique à partir d'une formule chimique.
Quantité de matière. Masse molaire d'une entité.	Déterminer la quantité de matière d'une entité dans une masse donnée, et inversement, sa masse molaire étant fournie.
Système thermodynamique, état d'équilibre thermodynamique et paramètres d'état. Paramètres extensifs et intensifs. Grandeurs molaires et massiques	Identifier un jeu de paramètres d'état permettant de caractériser un système à l'état d'équilibre thermodynamique. Distinguer un système ouvert d'un système fermé. Connaissant la masse molaire, calculer une grandeur molaire à partir d'une grandeur massique et vice-versa.
Équation d'état. Modèle du gaz parfait. Modèle de la phase condensée, incompressible et indilatable.	Définir et caractériser les différents états de la matière. Exploiter l'équation d'état du gaz parfait. Déterminer la masse volumique d'un gaz parfait en fonction de la température, de la pression et de sa masse molaire. Déterminer le volume molaire d'un système en phase condensée à partir de sa masse volumique et de sa masse molaire.
Transformation physique, transformation chimique et transformation nucléaire.	Identifier une transformation physique, une transformation chimique ou une transformation nucléaire à partir d'un bilan fourni. Caractériser les transformations isothermes, isobares, monobares et isochores.
Transformation chimique. Modélisation macroscopique d'une transformation par une équation de réaction chimique.	Exploiter une équation de réaction chimique ajustée fournie pour réaliser un bilan de matière. Identifier le ou les réactifs limitants d'un système réactionnel.

7. Bilan d'énergie d'une transformation	
Travail et transfert thermique reçu par un système. Système isolé mécaniquement. Système isolé thermiquement. Travail des forces de pression.	Calculer le travail des forces de pression reçu par un système au cours de transformations mécaniquement réversibles de nature monobare et isochore. Dans le cas d'un gaz parfait, déterminer le travail reçu au cours d'une transformation isotherme réversible. Interpréter géométriquement la valeur et le signe du travail des forces de pression dans un diagramme de Watt (P,V), dans le cas de transformations isobares, isochores et isothermes.
Premier principe de la thermodynamique. Énergie interne U d'un système.	Expliquer en quoi le premier principe de la thermodynamique est un principe de conservation. Expliciter le premier principe de la thermodynamique pour un système fermé en tenant compte de l'énergie cinétique macroscopique et de l'énergie potentielle d'interaction avec l'extérieur. Exploiter l'extensivité de l'énergie interne.
Capacité thermique à volume constant dans le cas d'un gaz parfait ou d'une phase condensée considérée indilatable et incompressible.	Déterminer la variation d'énergie interne d'un système assimilé à un gaz parfait ou à une phase condensée incompressible et indilatable en fonction de la variation de température pour une capacité thermique à volume constant indépendante de la température.